

Ensino Médio · Ensino Médio · Ensino Médio

Teruko Y. Utimura
Maria Linguanoto

Química Fundamental

 FTD

**VOLUME
ÚNICO**

LIVRO
ÚNICO

ANÁLISE

*Revisão
balanço e
classificação de equações*

Teruko Y. Utimura

Formada em Química
pelo Instituto de Química – USP

Maria Linguanoto

Formada em Química
pelo Instituto de Química – USP



Todos os direitos de edição reservados à

EDITORA FTD S.A.

Matriz: Rua Rui Barbosa, 156 (Bela Vista) São Paulo - SP
CEP 01326-010 - Tel. (0-XX-11) 3253-5011- Fax (0-XX-11) 3284-8500 r. 282
Caixa Postal 65149 - CEP da Caixa Postal 01390-970
Internet: <http://www.ftd.com.br>
E-mail: projetos@ftd.com.br

Editor

Maurilo Sampaio

Editores assistentes

Egídio Trambaiolli Neto
José Cerdan Galves Júnior

Coordenação de revisão

Rosa Maria Mangueira

Revisão

Ana Lúcia P. Horn
Claudia Blanco Padovani
Eliza Hitomi Yamane
Lia Hernandez
Regina Célia Barrozo

Coordenação de pesquisa iconográfica

Sônia Oddi

Pesquisa iconográfica

Elizete Moura Santos

Assistente de pesquisa iconográfica

Maria Rosa Alexandre

Edição de arte e projeto gráfico

Cláudio Cuellar

Ilustrações

EXATA (Ricardo/Eunice)

Editoração eletrônica

EXATA Editoração Eletrônica

Coordenação de editoração eletrônica

Carlos Rizzi

Reginaldo Soares Damasceno

Dados Internacionais de Catalogação na Publicação (CIP)
(Câmara Brasileira do Livro, SP, Brasil)

Utamura, Teruko Y.,

Química : livro único / Teruko Yamamoto Utamura, Maria Linguanoto ; ilustrações de Exata Editoração S/C Ltda. -- São Paulo : FTD, 1998.

1. Química (ensino médio) I. Linguanoto, Maria.
II. Título.

97-3718

CDD-372.3

Índices para catálogo sistemático:

1. Química : Ensino médio 372.3

A idéia da concepção desta obra surgiu a partir de nossa antiga coleção em três volumes, mas com uma abrangência mais moderna e dinâmica. As evoluções, que são naturais dentro de qualquer ciência, nos estimularam a reformular e a aprimorar nosso trabalho. Os vestibulares modernos voltados para o raciocínio e a aplicabilidade de conceitos não foram esquecidos, e as freqüentes avaliações a que os alunos são submetidos também foram temas de preocupação em nosso trabalho.

De um modo geral, muitos livros expõem a Química sem vínculos e preocupam-se apenas com a memorização de fórmulas, gráficos e símbolos. Para nós, o prazer em aprender e descobrir a origem dos fatos é o combustível necessário para a motivação; conseqüentemente, a partir do momento em que o aluno consegue esses ingredientes, passa a ter domínio do assunto e torna-se capaz de ampliar seu campo de visão.

É de conhecimento geral que em nosso país muitos jovens não têm tempo ou condições financeiras para que possam aprimorar seus estudos; junto a isso, a pequena carga horária de que os professores dispõem, muitas vezes, os obriga a ser apenas divulgadores dos temas trabalhados e não alguém aberto a um aprofundamento de estudo. Procurando minimizar esse problema, nossa obra tenta atingir um equilíbrio entre a realidade e a necessidade.

A competição por uma vaga nas universidades transforma, geralmente, os alunos em jovens mecanizados que solucionam os problemas mais por obediência a técnicas de resolução do que ao raciocínio e à dedução. Para evitar o decorar de fórmulas e as resoluções mecanizadas, procuramos trabalhar os exercícios a partir da evolução do raciocínio, numa seqüência sensata e equilibrada.

Uma das qualidades de nossa obra é a riqueza dos temas abordados, tanto que na abertura de cada capítulo vinculamos a aplicação dos conceitos a serem estudados a fatos comuns do cotidiano.

Esperamos que nossa obra desperte o lado crítico e científico existente dentro de cada um e que o estudo da Química passe a ser algo aprazível.

QUÍMICA GERAL

1 QUÍMICA: INICIAÇÃO ÀS ATIVIDADES CIENTÍFICAS 11

No caminho das atividades científicas 12

2 QUÍMICA: NOÇÕES FUNDAMENTAIS 17

Matéria e energia 18

Matéria 18 Massa 18 Volume 18/ Energia 19

Sistema 20

Fenômeno 20

Átomo 22

Elemento químico 22

Substância 23

Tipos de substância 23/ Alotropia 24

Propriedades da matéria e das substâncias 28

Propriedades gerais da matéria 28/ Propriedades funcionais 28/ Propriedades específicas 28

Propriedades organoléticas 28 Propriedades químicas 28 Propriedades físicas 28

Misturas de substâncias 32

Misturas homogêneas 32/ Misturas heterogêneas 32/ Misturas eutéticas e azeotrópicas 34

Misturas eutéticas 34 Misturas azeotrópicas 34

3 O ÁTOMO: DA HISTÓRIA À SUA CONSTITUIÇÃO 37

Histórico 38

Modelo atômico de Rutherford 38

Modelo atômico de Böhr 41

Modelo atômico de Sommerfeld 42

Modelo atômico atual 43

O núcleo e a caracterização do átomo 44 Número atômico (Z) 44 Número de massa (A) 44/ Isótopos, isóbaros e isótonos 44/ Eletrosfera — distribuição eletrônica com base nos níveis e subníveis de energia 47 Diagrama de Linus Pauling 48/ Eletrosfera — distribuição eletrônica com base nos orbitais 49 O elétron como partícula-onda 49

4 ELEMENTOS QUÍMICOS: CLASSIFICAÇÃO PERIÓDICA 57

Tabelas de Meyer e Mendeleev: bases da classificação atual 59

Classificação periódica atual 59

Classificação dos elementos 59/ Localização dos elementos nos grupos e nos períodos 61 Períodos 61 Grupos 61/ Propriedades dos elementos 64 Propriedades aperiódicas 64 Propriedades periódicas 64

5 LIGAÇÕES QUÍMICAS: FORMAÇÃO DE SUBSTÂNCIAS 75

Por que os átomos se associam 76

Tipos de ligação 76

Ligação iônica 76 Propriedades das substâncias iônicas 78/ Ligação covalente 81 Ligação covalente comum 81 Ligação covalente dativa ou coordenada 82/ Ligação metálica 85 Propriedades das substâncias metálicas 85

6 REAÇÕES QUÍMICAS: TRANSFORMAÇÕES DE SUBSTÂNCIAS 89

Equação química 90

Balanceamento de equações 90/ Classificação das reações químicas 92/ Reações de síntese 92 Reações de decomposição 93 Reações de simples troca ou deslocamento 93 Reações de dupla troca 94

7 FUNÇÕES INORGÂNICAS: NOÇÕES FUNDAMENTAIS 97

Ácidos 98

Propriedades funcionais 99/ Formulação 99 Fórmula molecular 99 Fórmulas: eletrônica e estrutural 99/ Nomenclatura 102/ Classificação 102 Quanto ao número de H ionizáveis 103

Quanto à presença de O 103 Quanto à presença de C 103 Quanto ao ponto de ebulição 103
Quanto ao grau de ionização (α) 103

Bases 105

Propriedades funcionais 105/ Formulação 106/ Nomenclatura 107/ Classificação 107 Quanto ao número de $(OH)^-$ 107 Quanto à solubilidade em água 108 Quanto ao grau de dissociação iônica (α) 108

Sais 109

Formulação 110/ Nomenclatura 110/ Classificação 111/ Quanto à sua natureza 111 Quanto à solubilidade em água 111 Quanto à hidratação 112/ Propriedades funcionais dos sais 112

Óxidos 114

Formulação 115/ Nomenclatura 115/ Propriedades funcionais e classificação 116 Óxidos básicos 117 Óxidos ácidos ou anidridos 117 Óxidos anfóteros 118 Óxidos neutros 118 Óxidos duplos ou mistos 118 Peróxidos 119

Algumas reações químicas de deslocamento 120

Reações de metais com ácidos e sais 120/ Reações de não-metais com sais 120

8 FUNÇÕES INORGÂNICAS: ESTUDO DE ALGUMAS SUBSTÂNCIAS 123

Cloreto de sódio ($NaCl$) 124

Extração do $NaCl$ 124

Carbonato de sódio (Na_2CO_3) 124

Processo de obtenção industrial 125

Nitrato de sódio ($NaNO_3$) 125

Extração do $NaNO_3$ 125

Carbonato de cálcio ($CaCO_3$) 125

Ácido sulfúrico (H_2SO_4) 126

Processo de obtenção 126

Ácido nítrico (HNO_3) 126

Processo de obtenção 127

Ácido clorídrico (HCl) 127

Processo de obtenção 127

Hidróxido de sódio ($NaOH$) 127

Processo de obtenção 128

Hidróxido de potássio (KOH) 128

Processo de obtenção 128

Gás amoníaco (NH_3) 128

Processo de obtenção 128

9 RADIOATIVIDADE: NATURAL E ARTIFICIAL 133

Primeiras descobertas 134

Leis das desintegrações radioativas 134

Lei de Soddy 134/ Lei de Soddy — Fajans — Russel 135

Meia-vida ou período de semidesintegração 137

Vida-média 138

Famílias radioativas 140

Radioatividade artificial 140

Fissão nuclear e fusão nuclear 141

Fissão nuclear 141/ Fusão nuclear 142

Efeitos e aplicações 142

10 ÁTOMOS E MOLÉCULAS: MASSAS E NÚMEROS DE PARTÍCULAS 145

Massa atômica (MA) 146

Massa molar de átomos (M) 147

Massa molecular (MM) 150

Massa molar da substância (M) 150

Comparação entre a massa molecular e a massa molar 151

Número de Avogadro e mol 151

11 GASES: ESTUDO DO COMPORTAMENTO FÍSICO 157

Teoria cinética dos gases 158

Grandezas físicas que caracterizam um gás 158

Volume 158/ Pressão 159/ Temperatura 159

Transformações físicas dos gases 161

Transformação isotérmica — Lei de Boyle e Mariotte 161/ Transformação isobárica — Lei de Charles e Gay-Lussac 162/ Transformação isovolumétrica ou isocórica — Lei de Char-

les e Gay-Lussac 163/ Transformação geral dos gases 164

Princípio de Avogadro 165

Volume molar de um gás 165

Equação de Clapeyron 167

Valores da constante universal dos gases perfeitos (R) 167

Densidade dos gases 168

Densidade absoluta 168/ Densidade relativa 168/ Densidade de um gás em relação ao ar atmosférico 169

Mistura de gases 169

Lei de Dalton das pressões parciais 170

12 CÁLCULOS QUÍMICOS: LEIS PONDERAIS E VOLUMÉTRICAS 173

Leis ponderais das reações químicas 174

Lei de Lavoisier ou Lei da Conservação das Massas 174/ Lei de Proust ou Lei das Proporções Fixas 174

Cálculo da fórmula percentual ou centesimal 177

Cálculo a partir da análise elementar 177/ Cálculo a partir da massa molar 178/ Lei Volumétrica de Gay-Lussac 179

13 CÁLCULOS QUÍMICOS: ESTEQUIOMETRIA 183

FÍSICO-QUÍMICA

14 MISTURAS HETEROGÊNEAS: SUSPENSÕES E COLÓIDES 193

Suspensões 194

Dispersões coloidais — colóides 194

Classificação 194 Em relação ao estado físico do disperso e do dispersante 195 Em relação à afinidade com a água 195 Em relação à natureza das partículas dispersas 196/ *Propriedades da dispersão coloidal* 196 Purificação das dispersões coloidais 198 Estabilidade das dispersões coloidais 198

15 MISTURAS HOMOGÊNEAS: SOLUÇÕES 201

Soluções 202

Composição das soluções 202

Soluções iônicas e moleculares 202/ Saturação de soluções — Coeficiente de solubilidade 202

Concentração de soluções 204

Título em massa (τ) e porcentagem em massa ($\tau\%$) 204/ Título em volume (τ) e porcentagem em volume ($\tau\%$) 204/ Partes por milhão (ppm) 205/ Concentração comum (C) 205/

Densidade da solução (d) 206/ Fração molar de soluto (x_1) e de solvente (x_2) 208/ Concentração molar (molaridade) 209/ Concentração molar da solução (m) 210/ Concentração normal (normalidade) 211 Equivalente-grama de um ácido 211 Equivalente-grama de uma

base 211 Equivalente-grama de um sal 211 Cálculo do número de equivalente-grama (e) de uma substância 212 Cálculo da normalidade 212

Diluição de soluções 213

Titulometria ou volumetria 214

Cálculo da titulometria 215 Cálculo da concentração molar 215 Cálculo da concentração normal 215

16 SOLUÇÕES: EFEITOS COLIGATIVOS 219

Pressão de vapor de líquidos puros 220

Efeitos coligativos 221

Tonometria, ebulliometria e criometria 221 Cálculos 222/ Pressão osmótica (π) 224/ Efeitos coligativos nas soluções iônicas 225

17 ENERGIA TÉRMICA NAS REAÇÕES QUÍMICAS: TERMOQUÍMICA 229

Entalpia nas reações químicas 230

Equações termoquímicas 231/ Diagramas de energia 231/ Entalpia de formação ou calor de formação 232/ Fatores que influem na entalpia de uma reação 233 Estado de agregação das substâncias 233 Formas alotrópicas das substâncias envolvidas 234/ Nomes particulares de algumas entalpias 234 Entalpia de combustão ou calor de combustão 234 Entalpia de dissolução ou calor de dissolução 234 Entalpia de neutralização ou calor de neutralização 235 Entalpia de ligação ou calor de ligação 235/ Lei de Hess 238

18 VELOCIDADE DAS REAÇÕES QUÍMICAS: CINÉTICA QUÍMICA 243

Teoria das colisões 244

Fatores que concorrem para a colisão ser efetiva 244

Velocidade de reação 246

Velocidade média de desaparecimento dos reagentes e de formação dos produtos 246/ Velocidade média da reação 246

Fatores que influem na velocidade das reações 248

Concentração de reagentes 248/ Superfície de contato 249/ Pressão 250/ Temperatura 250/ Catalisador — Catálise 251

19 TRANSFORMAÇÕES QUÍMICAS: EQUILÍBRIO NAS REAÇÕES 255

Reações irreversíveis e reversíveis 256

Caracterização do equilíbrio químico: constante de equilíbrio (K_c) 256

Constante de equilíbrio para reações em que participam gases (K_p) 258

Unidades de K_c e K_p 258 Relação entre K_c e K_p 259

Grau de equilíbrio (α) 259

Equilíbrio envolvendo ácidos e bases 261

Ácidos em água 261/ Bases em água 262/ Lei da Diluição de Ostwald 263

Deslocamento de equilíbrios químicos 264

Princípio de Le Chatelier 264 Influência da pressão 264 Influência da temperatura 265

Influência da concentração 265 Efeito do íon comum 266

Produto iônico da água (K_w) 268

pH e pOH 268

Hidrólise de sais 271

Produto de solubilidade 272

20 REAÇÕES QUÍMICAS COM TRANSFERÊNCIA DE ELÉTRONS: OXIRREDUÇÃO 277

Número de oxidação 278

Substâncias simples 278/ Substâncias compostas 279/ Íons 279

Reações de oxirredução 280

Balanceamento de equações de oxirredução 281

Reações de oxirredução na forma iônica 288

21 ENERGIA ELÉTRICA NAS REAÇÕES QUÍMICAS: PILHAS 293

Potencial normal de redução 294

Reações de oxirredução espontâneas 294

Pilhas eletroquímicas 300

Eletrodo de hidrogênio 300/ Eletrodo de metal 300/ Pilha de Daniell 301/ Representação de uma pilha 302/ Diferença de potencial de uma pilha (ΔE^0) 303/ Outros tipos de pilha 305 Pilha seca (ou de Leclanché) 305 Acumuladores (baterias de automóvel) 306

22 ENERGIA ELÉTRICA NAS REAÇÕES QUÍMICAS: ELETRÓLISE 311

Eletrólise 312

Eletrólise ígnea 312/ Eletrólise em solução aquosa 313/ Algumas utilizações da eletrólise 316 Cálculos na eletrólise 318/ Relação entre a quantidade de elétrons envolvidos e a quantidade de substâncias produzidas 318 Relação entre a quantidade de eletricidade e a quantidade de substância obtida 319

QUÍMICA ORGÂNICA

23 QUÍMICA DO CARBONO: COMPOSTOS ORGÂNICOS 325

Histórico 326

Algumas propriedades dos compostos orgânicos 326

Elementos químicos constituintes 326/ Estabilidade térmica 327/ Velocidade de reação 327/ Pontos de fusão e de ebulição 327/ Solubilidade em água 327

Principais características do carbono 328

Tetravalência 328/ Ligações 328/ Formação de cadeias carbônicas 328

Classificação das cadeias carbônicas 329

Cadeias acíclicas, abertas ou alifáticas 329/ Cadeias cíclicas ou fechadas 330/ Cadeias saturadas e insaturadas 330/ Cadeias homogêneas e heterogêneas 331

Ligações do carbono — orbitais moleculares 333

24 CLASSIFICAÇÃO DE COMPOSTOS ORGÂNICOS: FUNÇÕES ORGÂNICAS 343

Função hidrocarboneto 344

Alcanos ou parafinas 344/ Alcenos, alquenos ou olefinas 344/ Alcinos, alquinos ou hidrocarbonetos acetilênicos 344/ Alcadienos, dienos ou diolefinas 344/ Ciclanos ou cicloparafinas 345/ Ciclenos ou cicloalquenos 345/ Hidrocarbonetos aromáticos 345

Funções oxigenadas 348

Álcoois 348/ Fenóis 348/ Éteres 348/ Aldeídos 348/ Cetonas 348/ Ácidos carboxílicos 349

Ésteres de ácidos carboxílicos 349/ Anidridos de ácidos carboxílicos 349

Funções nitrogenadas 354

Aminas 354/ Amidas 354/ Nitrilas 355/ Nitrocompostos 355

Outras funções 356

Haletos de alquila 356/ Haletos de ácido 356/ Compostos organometálicos 356

25 FUNÇÕES ORGÂNICAS: REGRAS DE NOMENCLATURA 365

Regras gerais de nomenclatura oficial 366

Compostos de cadeia normal 366/ Compostos de cadeia ramificada 367/ Radicais derivados de hidrocarbonetos 368

Nomenclatura de hidrocarbonetos 370

Alcanos 370/ Alcenos, alcinos e dienos 373/ Ciclanos ou cicloparafinas 374/ Ciclenos ou cicloalquenos 374/ Hidrocarbonetos aromáticos 375

Nomenclatura dos álcoois, aldeídos e cetonas 377

Álcoois 378/ Aldeídos 378/ Cetonas 378

Nomenclatura de éteres 380

Nomenclatura de fenóis 381

Nomenclatura de ácidos carboxílicos e seus derivados 382

Ácidos carboxílicos 382/ Sais de ácidos carboxílicos 383/ Ésteres de ácidos carboxílicos 383

Anidridos de ácidos carboxílicos 384/ Haletos de acila 384

Nomenclatura das funções nitrogenadas 386

Aminas 386/ Amidas 386/ Nitrilas 386/ Nitrocompostos 387

Nomenclatura de outras funções 388

Haletos de alquila 388/ Compostos organometálicos 388

26 DIFERENCIAÇÃO DE COMPOSTOS ORGÂNICOS: ISOMERIA 393

Isomeria plana 394

Isomeria de cadeia 394/ Isomeria de posição 394/ Isomeria de compensação ou metameria 395/ Isomeria funcional 395/ Álcool e éter 395/ Aldeído e cetona 396/ Ácido carboxílico e éster 396/ Álcool aromático, fenol e éter aromático 396

Isomeria espacial ou estereoisomeria 397

Isomeria geométrica ou cis-trans 397/ Isomeria óptica 400/ Noções de simetria 400/ Luz polarizada 401/ Isomeria óptica 401

27 DIFERENCIAÇÃO DE COMPOSTOS ORGÂNICOS: PROPRIEDADES FÍSICAS 409

Polaridade de ligações e de moléculas 410

Ponto de fusão, ponto de ebulição e estado de agregação 410

Solubilidade 412

28 PRODUTOS ORGÂNICOS: DIFERENCIAÇÃO POR REAÇÕES 419

Reações de substituição 420

Alcanos 421 Halogenação (Cl_2 , Br_2 ou I_2) 421 Nitração 421 Sulfonação 421/ Ciclanos 421 Halogenação 421/ Aromáticos 422 Halogenação 422 Nitração 422 Sulfonação 422 Alquilação de Friedel-Crafts 422 Acilação de Friedel-Crafts 422 Halogenação 423 Nitração 423 Sulfonação 423

Reações de adição 424

Alcenos 425 Hidrogenação catalítica 425 Halogenação 425 Adição de haletos de hidrogênio 425 Adição de H-OH 425 Adição de ácido sulfúrico ($\text{H-OSO}_3\text{H}$) 426/ Alcinos 426 Hidrogenação catalítica 426 Halogenação 426 Adição de halogenidreto 427 Adição de água 427/ Dienos 427/ Ciclanos 428 Hidrogenação catalítica 428 Halogenação (F_2 , Cl_2 , Br_2 ou I_2) 428

Reação de combustão 429

Reações com outros oxidantes 430

Alcenos 430/ Alcinos 431/ Álcoois 432/ Aldeídos e cetonas 432 Reagentes de Tollens 432 Reagente de Fehling 433

Reações de eliminação 434

Desidratação 434/ Eliminação de HX 435/ Algumas reações do grupo carbonila $\left(\begin{array}{c} \diagup \\ \text{C} = \text{O} \\ \diagdown \end{array} \right)$ 437 Reação de redução 437 Reação de adição do HCN 437 Reação de adição com compostos de Grignard 438 Reações que evidenciam a acidez de compostos orgânicos 439

Reações de polimerização — Polímeros 441

Elastômeros 442/ Plásticos 444/ Fibras 445

29 COMPOSTOS ORGÂNICOS: FONTES NATURAIS E PROCESSOS DE PREPARAÇÃO 451

Petróleo 452

Hulha 453

Madeira 453

Cana-de-açúcar 454

Outras fontes de obtenção do açúcar e do álcool 455

Biogás 455

O que é o biogás 456/ Onde se obtém 456/ Como se obtém 456

Preparação de hidrocarbonetos 458

Síntese de Wurtz 458/ Método de Moissan 458/ Obtenção do acetileno 458/ Síntese de Grignard 459/ Síntese de Friedel-Crafts 459

Preparação de éster 460

30 COMPOSTOS ORGÂNICOS: A IMPORTÂNCIA BIOLÓGICA E A IMPORTÂNCIA INDUSTRIAL 465

Hidratos de carbono 466

Aminoácidos 467

Proteínas 468

Vitaminas 470

Vitamina A 470/ Vitamina C 470/ Complexo B 471

Óleos e gorduras 472

Detergentes e sabões 473

Detergentes 473/ Sabões 474/ Ação dos sabões e detergentes 474

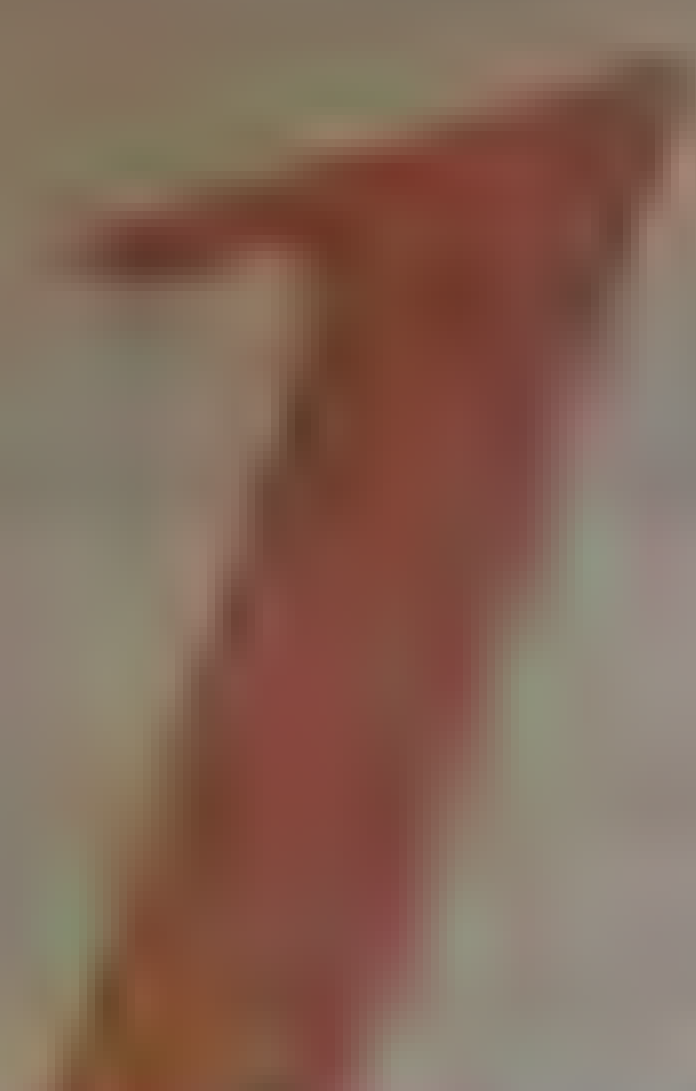
EXERCÍCIOS COMPLEMENTARES 479

RESPOSTAS DOS EXERCÍCIOS 499

ÍNDICE REMISSIVO 539

ATIVIDADES DE LABORATÓRIO 545





Química: iniciação às atividades científicas

Química é a ciência que estuda os materiais que constituem a natureza, sua composição e preparação, as transformações que sofrem, as energias envolvidas nesses processos e a produção de novos materiais. A Química está presente em todas as atividades da humanidade. Muitas vezes informações imprecisas, como “este alimento não contém química”, ou alarmistas, como “a energia nuclear mata”, levam o homem a “ter uma visão distorcida” da Química. É necessário, portanto, fazer uma análise dos benefícios e malefícios que essa ciência traz.

É impossível imaginarmos um mundo privado de combustíveis, medicamentos, fertilizantes, pigmentos, alimentos, plásticos etc., produtos fabricados em indústrias químicas.

Os problemas que podem surgir dependem da forma de produção e aplicação desses produtos, e o homem, como articulador, deve estar consciente de seus atos. Vamos então buscar conhecimentos na Química e exercitar o pensar para o melhor aproveitamento dessas informações.

No caminho das atividades científicas

A curiosidade natural do homem leva-o a observar fenômenos que ocorrem a sua volta. Dessa observação, surgem novas dúvidas e, para esclarecê-las, muitas vezes ele realiza experiências.

A partir dos resultados obtidos, elaboram-se regras, leis, princípios e, para explicar melhor os fenômenos, surgem hipóteses que conduzem à criação de modelos teóricos que devem ser testados e comprovados.

O desenvolver de uma atividade científica requer um método próprio, o método científico, que envolve as seguintes etapas:

Observação

É a forma de levantar dados informativos aplicando atentamente os sentidos às investigações que se quer fazer. Deve ser metódica, precisa, exata e completa.

Por exemplo: Um prego de ferro exposto à umidade fica recoberto de um material de cor avermelhada que escama com certa facilidade.

Hipótese

É a suposição de uma verdade que se busca por meio das pesquisas.

Por exemplo, suposições do tipo "todo prego de ferro apresenta o comportamento descrito nas condições acima citadas?".

A hipótese orienta o trabalho do pesquisador e deve ser formulada de modo que possa ser verificada nas investigações.

Experimentação

É o conjunto de técnicas que se utiliza para verificar a hipótese e em condições tais que possa ser repetida.

Por exemplo, podemos fazer experimentos do prego no vácuo, na presença de ar úmido, ar seco; usar pregos de vários tamanhos e formas.

Generalização

É a conclusão a que se chega a partir dos resultados experimentais e da análise de dados observados. É uma forma de os pesquisadores explicarem suas descobertas estabelecendo regras, leis, princípios ou fórmulas.

É possível generalizar, por exemplo, que todo prego de ferro, independente da forma e do tamanho, exposto à umidade nas condições ambientes, fica recoberto de material avermelhado.

Teoria e modelo

É o resultado da reflexão do trabalho científico.

Pode-se chegar à formulação da teoria e do modelo por meio da interpretação e explicação de leis e princípios.

Teoria e modelo coordenam e unificam o conhecimento e perduram até que novos fatos não sejam explicados por eles.

Comunicação

É a forma de divulgar fatos, descobertas ou teorias por intermédio de congressos, comunidades científicas, revistas especializadas ou livros.

QUÍMICA

Vamos exercitar um pouco a observação

Olhe atentamente para a sala em que você se encontra e faça quatro observações. Formule a seguir uma interpretação para cada observação. Você poderá formular, por exemplo:

OBSERVAÇÃO	INTERPRETAÇÃO
1. A sala contém uma lousa.	1. Para ser usada pelo professor durante as aulas.
2. A sala tem quatro lâmpadas.	2. Pela necessidade de iluminar a sala de aula.
3. A sala tem várias carteiras.	3. Para que os alunos assistam às aulas sentados.
4. As janelas estão do lado esquerdo.	4. Para que a sala receba corretamente a luz natural.

EXERCÍCIOS

1. Quais são as etapas que compõem uma atividade científica?
2. Que nome damos ao ciclo de atividades científicas necessárias para se fazer um estudo bem direcionado de um fato?
3. Quando o homem pensava que a Terra fosse plana, ele apresentava certos conceitos relacionados com o desenvolver das atividades científicas. Em que se baseava para criar essa suposição?
4. Destaque nas frases abaixo a parte correspondente à observação e a parte correspondente à interpretação.
 - a) A grafite do lápis está quebrada porque caiu várias vezes no chão.
 - b) O prego é comprido e ficou enferrujado devido à umidade do ar.
 - c) Quando a vela está acesa, aparece um líquido devido ao calor da chama.
 - d) Quando se queima papel, forma-se um sólido preto.
5. Observando o gelo derreter, um aluno escreveu as frases abaixo. Quais são as de observação e quais as de interpretação?
 - a) Apareceu um líquido incolor.
 - b) O gelo derreteu devido ao calor do meio ambiente.
 - c) O gelo é incolor.
 - d) O gelo tem a forma de um cubo.

6. (OSEC-SP) Um estudante estava pesquisando um fenômeno e queria seguir corretamente as etapas do método científico. Em qual das seqüências abaixo estão citadas em ordem correta, porém não consecutiva, quatro etapas que ele teria seguido? (Observação: em ordem lógica.)
- a) Observação, experimentação, formulação de leis e criação de teoria.
 - b) Criação de teoria, formulação de leis, experimentação e observação.
 - c) Experimentação, levantamento de hipóteses, criação de teoria e observação.
 - d) Levantamento de hipóteses, organização de dados, observação e formulação de leis.
 - e) Observação, criação de teoria, formulação de leis e organização de dados.
7. Quais observações você faria para comprovar a Lei da Gravidade?
8. Cite algum fato histórico ou geográfico cujas conclusões tenham sido baseadas diretamente em observações.

Para responder às questões 9, 10 e 11, leia com atenção o texto abaixo:

O fogo e a sua utilização

"O domínio do fogo representa sem dúvida uma das mais antigas descobertas químicas e aquela que mais profundamente revolucionou a vida do homem. Já no Paleolítico, há cerca de 400 000 anos, o homem conservava lareiras em alguns dos seus habitáculos na Europa e na Ásia. O fogo era fonte de luz e de calor. Constituía igualmente uma arma e uma fonte de energia para a transformação dos materiais, sobretudo dos alimentos. Desde o início do Paleolítico superior que o homem transformava o ocre amarelo em ocre vermelho por aquecimento. No Neolítico, o fogo foi utilizado para cozer a argila destinada ao fabrico de cerâmica. Mais tarde, graças aos conhecimentos que terão sido adquiridos pelo artífice na prática da combustão e da construção dos fornos, irá permitir a metalurgia."

História da Química, Bernard Vidal,
Lisboa, Edições 70.

9. Com base na sua opinião e no texto acima, indique até que etapa do método científico o homem do período Paleolítico citado dominava.
10. Formule uma hipótese para explicar como o homem primitivo pôde ter descoberto e dominado o fogo.
11. Em sua opinião, a prática da combustão e o início da metalurgia podem ser exemplos de atividades científicas? Justifique.

Para responder às questões 12 e 13, leia com atenção o texto abaixo:

As concepções teóricas dos filósofos gregos

"Os conhecimentos anteriores eram o fruto do empirismo e tinham um fim prático. Contrariamente aos seus predecessores, os gregos,

QUÍMICA

desejosos de conhecimento puro, e para quem a atividade técnica e o trabalho manual são desvalorizados em relação aos exercícios do espírito, irão produzir grandes conjuntos teóricos fundados na razão. Haverá dissociação total entre o trabalho cotidiano do artífice, mesmo as simples realidades tangíveis, e as preocupações intelectuais dos filósofos gregos. As teorias que eles elaboraram estão, não obstante, na origem das nossas concepções científicas contemporâneas. O desenvolvimento da Química, sobretudo, apresentar-se-lhes-á ligado. Entre elas, podemos distinguir dois conjuntos diferentes: as teorias dos elementos e a teoria atômica.

As teorias dos elementos propõem, geralmente, embora tal não seja exato para Platão, uma estrutura contínua da matéria e divisível até o infinito. A teoria atômica considera, pelo contrário, que a matéria não é divisível até o infinito. Existiria uma partícula indivisível: o átomo, espécie de tijolo de base da natureza. A própria palavra atômica significa: não pode ser dividido."

História da Química, Bernard Vidal,
Lisboa, Edições 70.

12. Em sua opinião, e com base no texto acima, por que os filósofos gregos se afastaram da atividade científica?
13. Use o raciocínio lógico para defender com argumentos uma das duas teorias (matéria contínua ou matéria formada por átomos). Para qual das teorias aponta sua experimentação?

Para responder à questão 14, leia com atenção o texto abaixo:

A química doméstica

"A tinturaria é uma indústria muito antiga. Não é possível fixar-lhes as origens. Utilizavam-se, na Antiguidade, sucos vegetais tirados da garança, do ingueiro, por exemplo, para tingir as roupas. A cor púrpura era, entre os romanos, preparada a partir de um molusco (múrice). Os corantes minerais foram objeto de uma larga utilização como produtos de beleza. A cerusa (carbonato de chumbo) aclarava, pela sua cor branca, a pele das romanas. O cinábrio (sulfeto de mercúrio) entrava na composição do vermelho para o rosto das atenienses. As mulheres das regiões do Nilo recorriam à malaquite para pintar o rosto. O mínio, utilizado como pintura, servia aos gregos para betumar os seus navios a fim de proteger a madeira de que eram feitos."

História da Química, Bernard Vidal,
Lisboa, Edições 70.

Obs.: Sabe-se hoje que substâncias como carbonato de chumbo e sulfeto de mercúrio são tóxicas e devem ser manuseadas com cautela.

14. Pode-se dizer que as técnicas de tinturaria e de maquiagem praticadas pelos gregos e romanos indicam que eles dominavam uma tecnologia decorrente de descobertas científicas? Justifique.

Corel Stock Photo



Aproveitamento de formas de energia e matéria

2

Química: noções fun- damentais

Estamos a todo momento em contato com diversos tipos de matéria. O ar que respiramos, o local onde estamos e até o nosso próprio corpo são alguns exemplos. Em toda forma de matéria, está presente a energia, que pode se manifestar por meio de calor, luz, eletricidade.

A relação entre matéria e energia é intensa. Não existiria matéria se não houvesse energia e vice-versa.

A matéria é constituída de partículas diminutas denominadas átomos; essas, por sua vez, podem se unir formando moléculas. As moléculas são representadas por fórmulas que informam de que tipo de átomos (elementos químicos) elas são formadas e em que quantidade. Exemplo: H_2O (2 átomos do elemento hidrogênio e 1 átomo do elemento oxigênio).

Há transformação de alguns tipos de matéria em outros e de matéria em energia cinética. Pense no automóvel, em que energia elétrica (ignição) e combustível serão transformados em movimento, que por sua vez recarrega a bateria.

Matéria e energia

Matéria

- Por ter massa e ocupar lugar no espaço, toda matéria apresenta algumas propriedades comuns.

Massa

É a quantidade de matéria; pode ser medida, entre outras formas, em quilograma, grama e miligrama.

UNIDADE DE MEDIDA	REPRESENTAÇÃO	RELAÇÃO
Quilograma	kg	$1 \text{ kg} = 1\,000 \text{ g}$ ou 10^3 g
Grama	g	$1 \text{ g} = 1\,000 \text{ mg}$ ou 10^3 mg
Miligrama	mg	$1 \text{ mg} = 0,001 \text{ g}$ ou 10^{-3} g

Volume



É o espaço ocupado pela matéria; pode ser medido, por exemplo, em litro, mililitro, centímetro cúbico, metro cúbico e decímetro cúbico.

UNIDADE DE MEDIDA	REPRESENTAÇÃO	RELAÇÃO
Litro	L ou (ℓ)	$1 \text{ L} = 1\,000 \text{ mL} = 10^3 \text{ mL}$
Mililitro	mL ou (mℓ)	$1 \text{ mL} = 0,001 \text{ L} = 10^{-3} \text{ L}$
Centímetro cúbico	cm^3	$1 \text{ cm}^3 = 0,001 \text{ L} = 10^{-3} \text{ L}$
Metro cúbico	m^3	$1 \text{ m}^3 = 1\,000 \text{ L} = 10^3 \text{ L}$
Decímetro cúbico	dm^3	$1 \text{ dm}^3 = 1 \text{ L} = 10^3 \text{ cm}^3$

QUÍMICA

Energia

A energia ocorre de diferentes formas e estas podem se transformar entre si. Por exemplo:

- a energia mecânica da queda-d'água de uma cachoeira é transformada em energia elétrica, nas usinas hidrelétricas, e em energia sonora, que é ouvida à distância;
- a energia obtida na queima de combustíveis pode ser detectada por meio do calor produzido e é aproveitada para mover motores;
- a energia produzida nos reatores atômicos provém da quebra de núcleos atômicos;
- algumas reações químicas transformam a energia química em elétrica; é o caso das pilhas e baterias.

EXERCÍCIOS

1. Um ourives preparou uma liga metálica com 0,8 g de ouro, 7 mg de prata e 10 mg de cobre. De que maneira um comerciante habituado a usar grama como unidade de massa expressaria a correspondente massa total?
2. O corpo humano normal produz em média 924 g de gás carbônico por dia. Qual é a massa de gás carbônico, em quilogramas, produzida ao fim de uma semana?
3. Transforme:
 - a) 0,2 g em mg
 - b) 25 kg em g
 - c) 12 g em kg
 - d) 211 mg em g
4. A produção anual do Brasil de algumas matérias-primas de importância industrial é:
 - a) ácido sulfúrico — $5,0 \cdot 10^6$ toneladas.
 - b) amônia — $1,2 \cdot 10^6$ toneladas.
 - c) soda cáustica — $1,0 \cdot 10^6$ toneladas.

Expresse esses valores em quilogramas e gramas e coloque as substâncias em ordem crescente de produção.

5. Com base nesta conta de água:

19



companhia de saneamento básico do estado de são paulo
Conta Mensal de Serviços de Água e/ou Esgotos

C.G.C. 43.776.517.0001-80

RGI		Codificação Sabesp		Nº da Conta		Economias				Mês de Referência		
01070963/07		04 099 009 2005 0235 0067 0000		0452087137		Res. 1		Com. Ind. Pub. Out		FEVEREIRO/95		
Cod. Log.		Endereço						Nº Hidrômetro		Banco, Agência		CR
00070335/4		R das Rosas nº 100						A72K023797		341 0173		
Data Leitura		Condição de Leitura		Leitura Anterior		Leitura Atual		Consumo/M³		Dias Consumo		Previsão Próx. Leitura
10/02/95		LEITURA NORMAL		2685		2890		5		29		14/03/95

Sistema

Sistema é uma porção do Universo isolada para estudo. A parte do Universo em que o sistema está inserido denomina-se meio ambiente.

Exemplo:

Um copo de água: Sistema — copo de água.

Meio ambiente — o ar e tudo o que cerca o copo de água.

Observando-se os sistemas abaixo durante certo intervalo de tempo, verifica-se que:



Sistema fechado.



Sistema aberto.



Sistema isolado.

A garrafa fechada de refrigerante gelado é um *sistema fechado*, pois troca energia mas não troca matéria com o meio. Ao abrir a garrafa de refrigerante, há saída de gás e o *sistema* passa a ser *aberto*, pois troca matéria e energia com o meio.

A garrafa térmica é um *sistema isolado*, pois não troca energia nem matéria com o meio.

Fenômeno

20

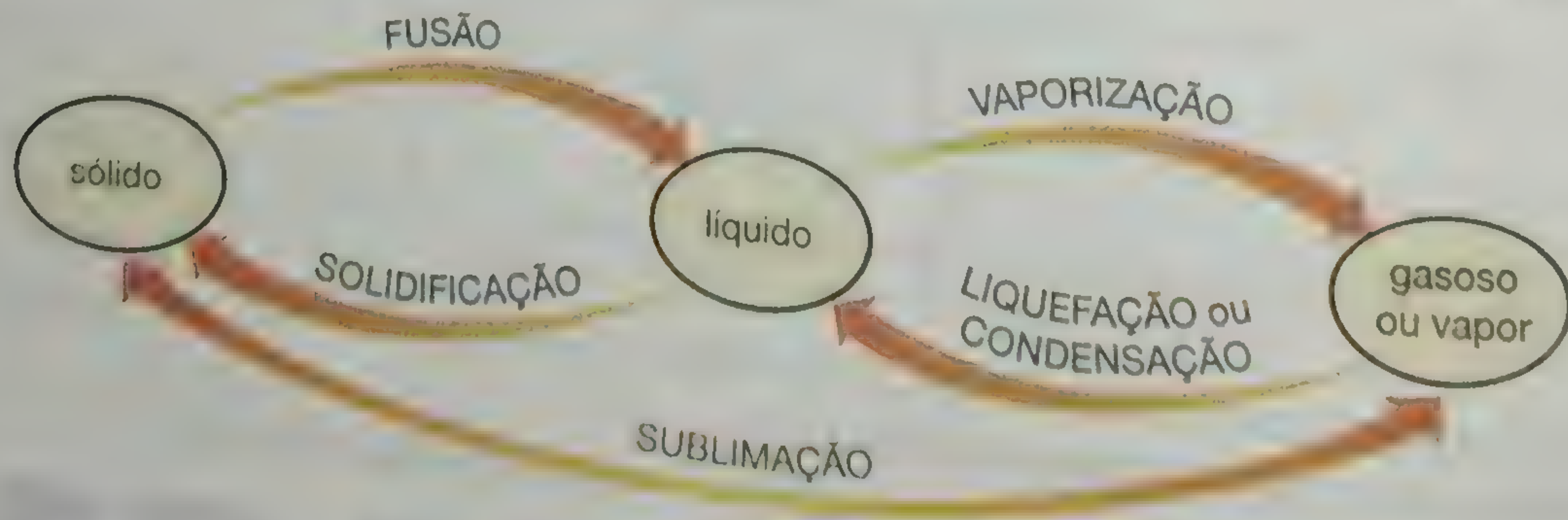
É qualquer transformação que ocorre num sistema; pode ser químico ou físico.

Fenômeno químico é aquele que altera a natureza dos tipos de matéria que formam o sistema.

Exemplos: formação da ferrugem, queima do álcool e do papel.

Fenômeno físico é aquele que não altera a natureza dos tipos de matéria que formam o sistema.

Exemplos: fundir ferro, evaporar álcool e rasgar papel. Dentre os fenômenos físicos temos todas as mudanças de estado de agregação (estados físicos), que recebem denominações particulares:



Fusão: Passagem do estado sólido para o líquido.

Exemplo: gelo derretendo.

Solidificação: Passagem do estado líquido para o sólido.

Exemplo: água congelando.

Vaporização: É a mudança do estado líquido para a fase de vapor. Pode ser chamada de *ebulição* quando ocorre com auxílio do aumento de temperatura e formação de bolhas; por exemplo, o aquecimento da água até a fervura. Quando ocorre a passagem do estado líquido para a fase de vapor de modo lento e espontâneo, chamamos de *evaporação*; por exemplo, a evaporação da água do mar, do perfume. Quando jogamos um líquido em uma chapa quente, a mudança do líquido para o vapor é brusca e recebe o nome de *calefação*; é o que acontece, por exemplo, quando água ou óleo entram em contato com uma chapa quente.

Condensação: É a mudança da fase de vapor para o estado líquido com o auxílio da diminuição de temperatura. Exemplos: orvalho, neblina, gotas de água formadas na tampa de uma chaleira. **Liquefação:** É a mudança do estado gasoso ou de vapor para o estado líquido com o aumento da pressão.

Exemplo: gás liquefeito de petróleo (GLP) dos botijões de gás.

Sublimação: É a mudança direta do estado sólido para o gasoso ou do estado gasoso para o sólido.

Exemplos: naftalina e iodo.

EXERCÍCIOS

6. Classifique os sistemas:

- a) o mar;
- b) uma fruta apodrecendo;
- c) uma panela de pressão cozinhando alimento;
- d) uma lata de óleo;
- e) uma caixa de isopor contendo sorvete.

7. Classifique os fenômenos abaixo em físicos ou químicos:

- a) fermentação de alimento
- b) fundir chumbo
- c) queimar magnésio
- d) formação de ferrugem
- e) amassar latas
- f) escrever com grafite
- g) furar um pneu
- h) digestão dos alimentos
- i) enegrecimento dos objetos de prata
- j) cozinhar ovos

8. (Fuvest-SP) Bolinhas de naftalina são usadas no combate às traças. Por que a bolinha de naftalina diminui de tamanho com o passar do tempo?

Átomo

Toda matéria é constituída por minúsculas partículas denominadas átomos.

O átomo, por sua vez, é formado por três tipos fundamentais de partículas subatômicas: prótons, elétrons e nêutrons.

O que difere um átomo do outro é o número de prótons, que é denominado *número atômico* (Z).

Elemento químico

É um conjunto de átomos com o mesmo número de prótons. Cada elemento químico tem nome próprio, que pode estar relacionado com nomes de cientistas, países, regiões geográficas, propriedades etc.

Exemplos:

Einstênio: em homenagem ao cientista Einstein.

Polônio: em homenagem à Polônia.

Cloro: por ser um gás esverdeado.

Os elementos são representados, abreviadamente, por meio de símbolos, que são formados pela primeira letra do nome, latino ou grego do elemento, em maiúscula e, quando necessário, acompanhada de uma segunda letra de seu nome em minúscula.

Exemplos:

Carbono	C
Cálcio	Ca
Cloro	Cl
Flúor	F
Ferro	Fe

Alguns elementos possuem símbolos cujas letras não coincidem com as iniciais do nome em português:

Prata	<i>Argentum</i>	Ag
Ouro	<i>Aurum</i>	Au
Potássio	<i>Kalium</i>	K
Antimônio	<i>Stibium</i>	Sb
Chumbo	<i>Plumbum</i>	Pb
Sódio	<i>Natrium</i>	Na

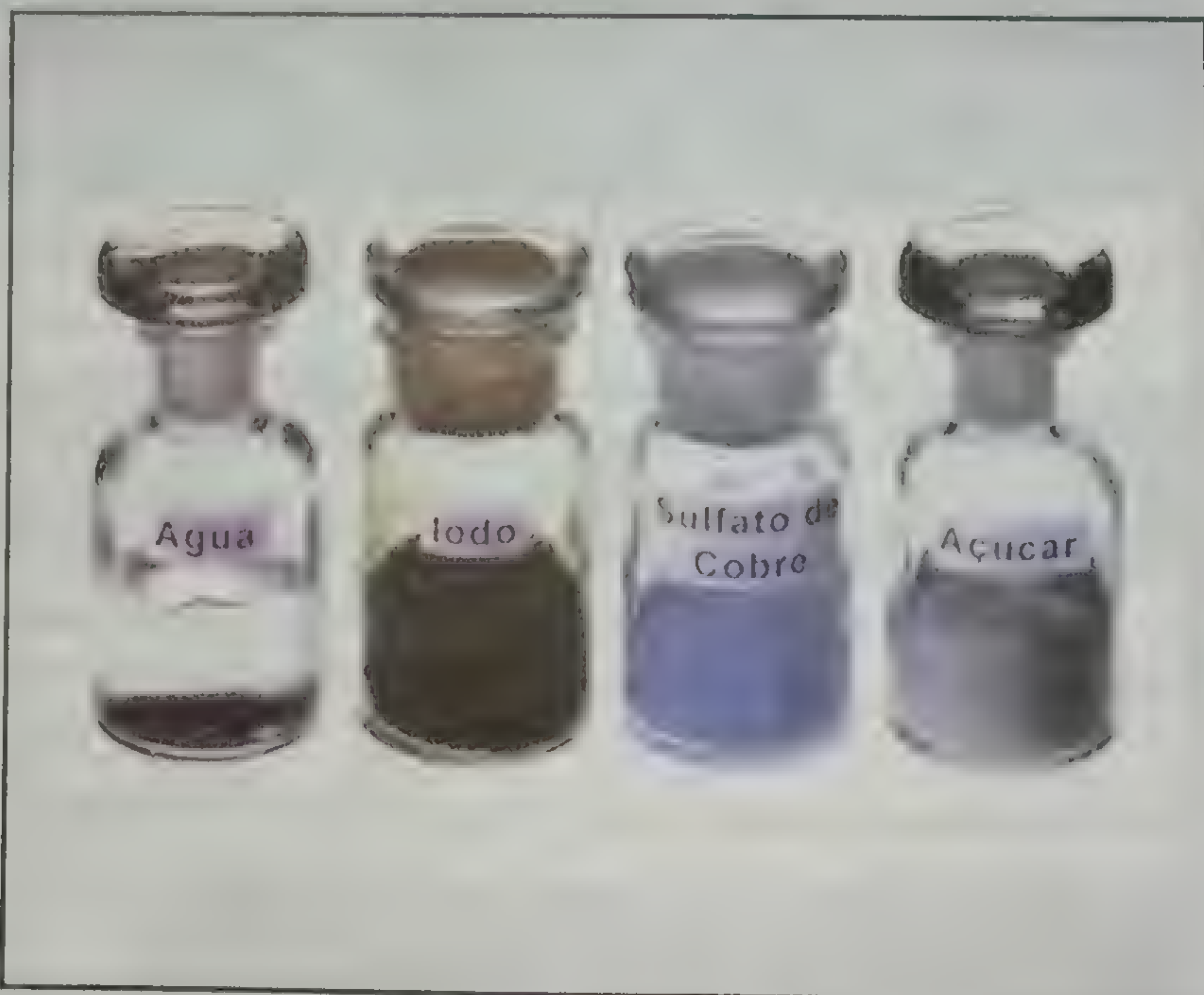
Para os elementos sintetizados recentemente, temos uma nomenclatura aprovada pela IUPAC* em agosto de 1997.

Z	NOMENCLATURA	SÍMBOLO
101	Mendelévio	Md
102	Nóbelio	No
103	Laurêncio	Lr
104	Rutherfórdio	Rf
105	Dúbnio	Db
106	Seabórgio	Sg
107	Bóhrrio	Bh
108	Hássio	Hs
109	Meitnério	Mt

* IUPAC: International Union of Pure and Applied Chemistry

Substância

Todo tipo de matéria que apresenta características próprias. Exemplos: água, cloreto de sódio (sal de cozinha), bicarbonato de sódio, sacarose (açúcar comum), iodo, sulfato de cobre.



Água, iodo, sulfato de cobre e sacarose (açúcar).

Tipos de substância

Cada substância pode ser caracterizada pelo conjunto de átomos unidos numa determinada proporção; esse conjunto é denominado molécula ou, conforme o caso, retículo cristalino.

De acordo com os elementos formadores das substâncias, estas podem ser:

- *Simples*: quando formadas por átomos de um só elemento químico.
- *Compostas*: quando formadas por átomos de dois ou mais elementos químicos.

As substâncias são representadas, abreviadamente, por meio de fórmulas que indicam os elementos que as formam e a proporção entre seus átomos.

Exemplos:

SUBSTÂNCIAS SIMPLES	SUBSTÂNCIAS COMPOSTAS
Oxigênio - O_2	Água - H_2O
Ozone ou ozônio - O_3	Gás carbônico - CO_2
Hidrogênio - H_2	Ácido sulfúrico - H_2SO_4
Prata - Ag	Cloreto de sódio - NaCl

Quando formadas por um só tipo de molécula ou retículo cristalino, são consideradas substâncias puras.

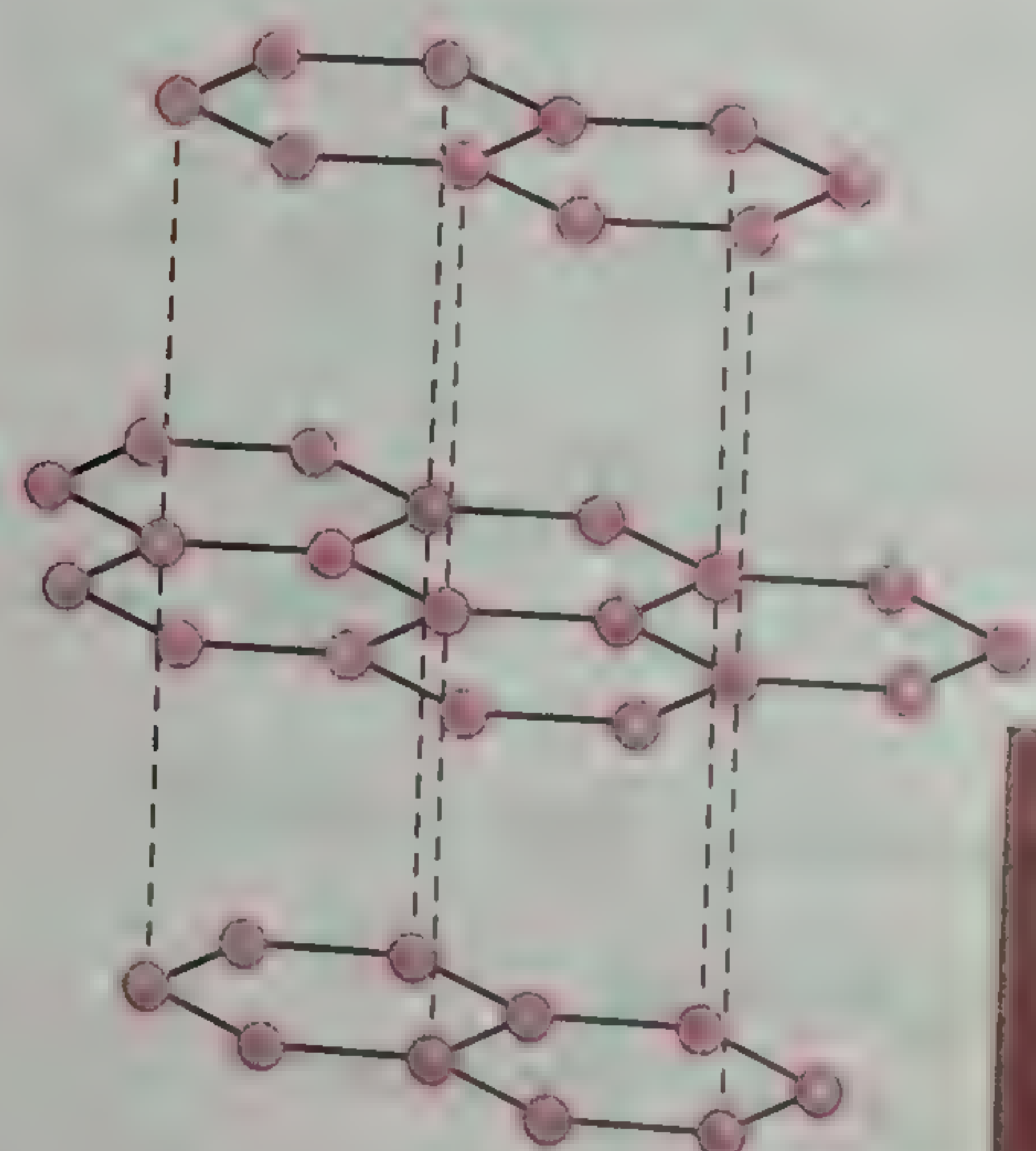
Alotropia

Ocorre quando um mesmo elemento químico forma duas ou mais substâncias simples diferentes. Essas substâncias simples são denominadas alótropos ou formas alotrópicas, e diferem pela proporção dos átomos ou pela sua disposição na substância sólida.

DIFEREM PELA DISPOSIÇÃO DOS ÁTOMOS (ESTRUTURA CRISTALINA)

Elemento químico	Nome da substância	Fórmula	Propriedades
Carbono	Grafita ou grafite	C_n	Sólido escuro, mole, condutor de calor e eletricidade. Usado como lubrificante e em lápis.
	Diamante	C_n	Sólido incolor, muito duro, de brilho intenso. Usado para cortar vidros e furar rochas. É gema preciosa.

24



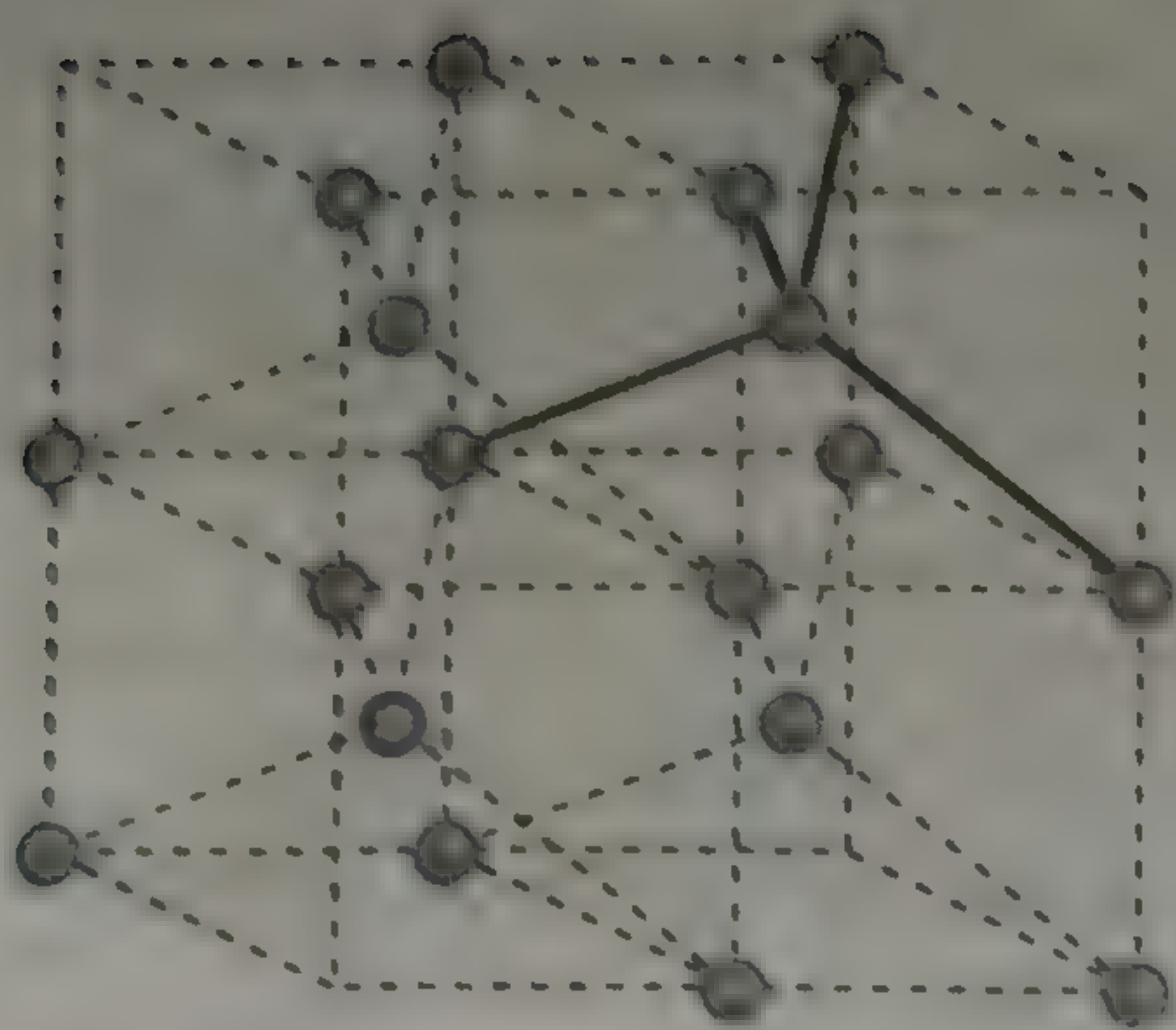
Grafite

Grafite: formada por uma série de planos em que os átomos de carbono se unem formando anéis hexagonais.



Grafite bruto e grafite de lápis ou lapiseira.

Fotos: Sérgio Datta Jr/The Need

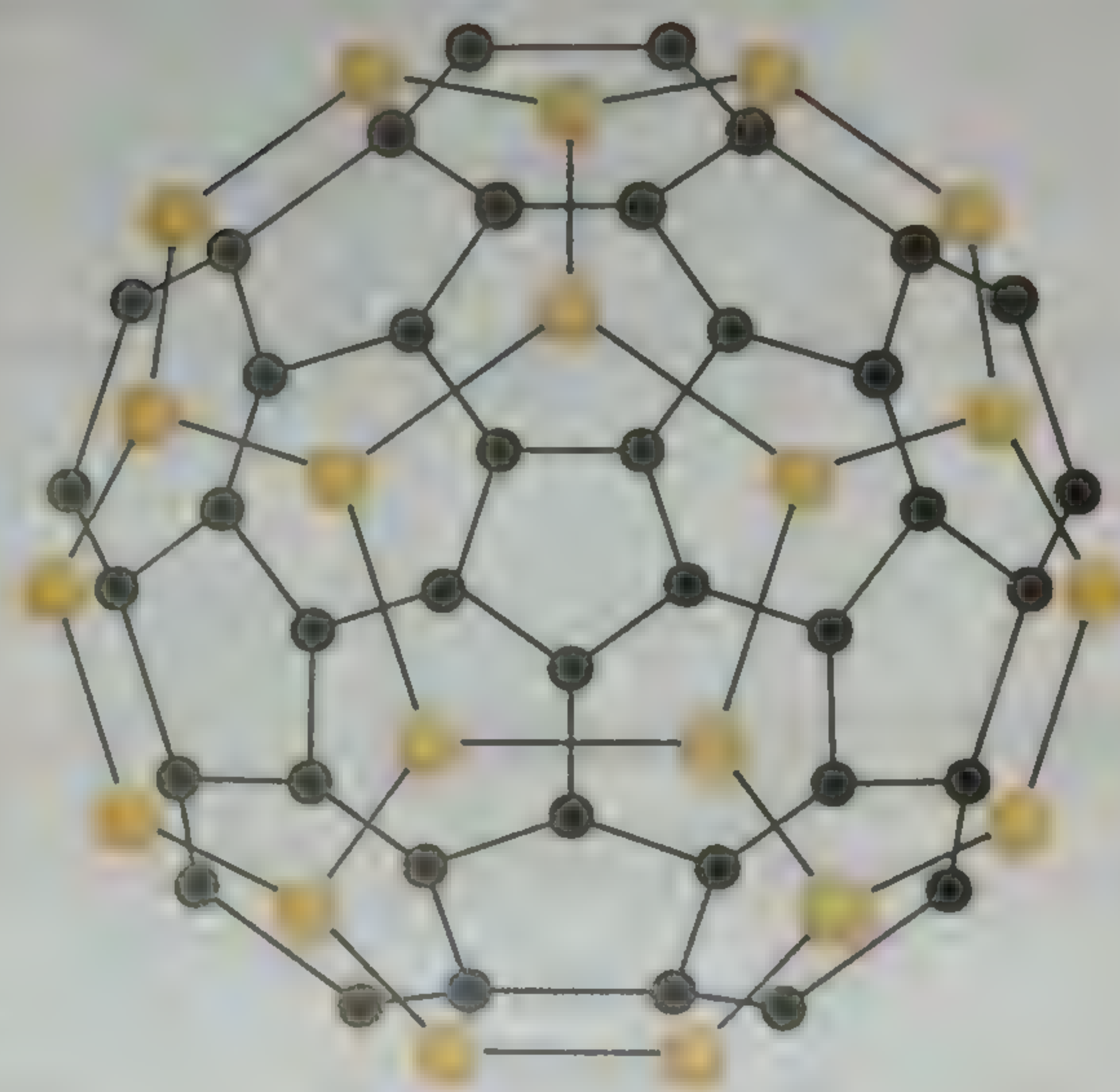


Diamante: no centro de cada cubo há um átomo de carbono ligado a outros quatro átomos.



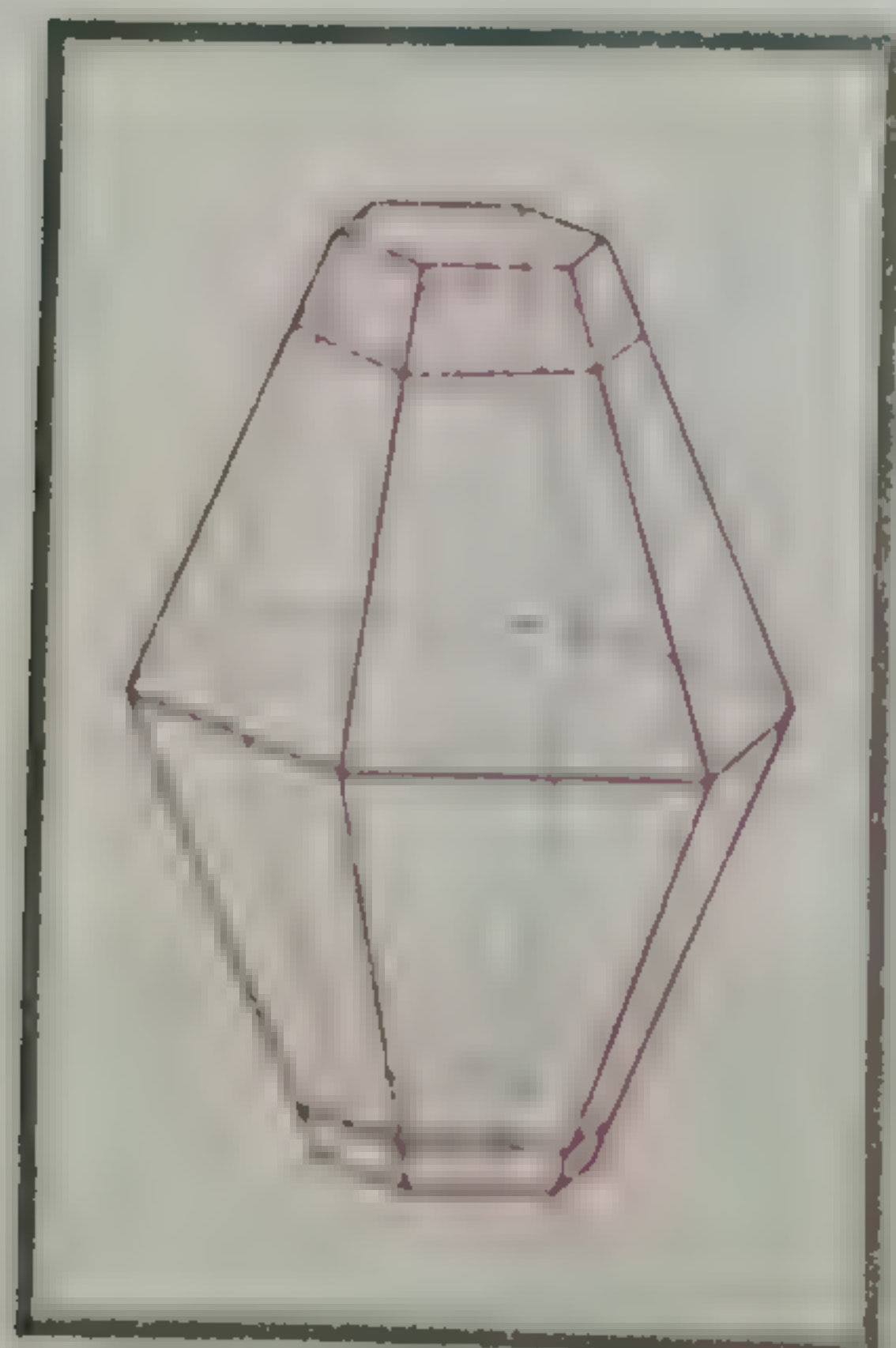
Diamante.

Observação: Atualmente, pesquisa-se uma nova forma alotrópica do carbono — buckybolafullerene ou buckminsterfullerene (C_{60}) — usada, por exemplo, como condutor de eletricidade, quando incrustada de metais, e como lubrificante, pois sua forma geométrica permite que as moléculas se tornem “escorregadias”.



Buckybola: 20 hexágonos e 12 pentágonos numa esfera. (Fonte: Revista *Superinteressante*, número 10, ano 6, pág. 78.)

ELEMENTO QUÍMICO	NOME DA SUBSTÂNCIA	FÓRMULA	PROPRIEDADE
Enxofre	Enxofre rômico	S_8	As duas variedades são sólidas e de cor amarela; a rômica é mais estável.
	Enxofre monoclinico	S_8	



Enxofre rômico.



Enxofre monoclinico.



Enxofre

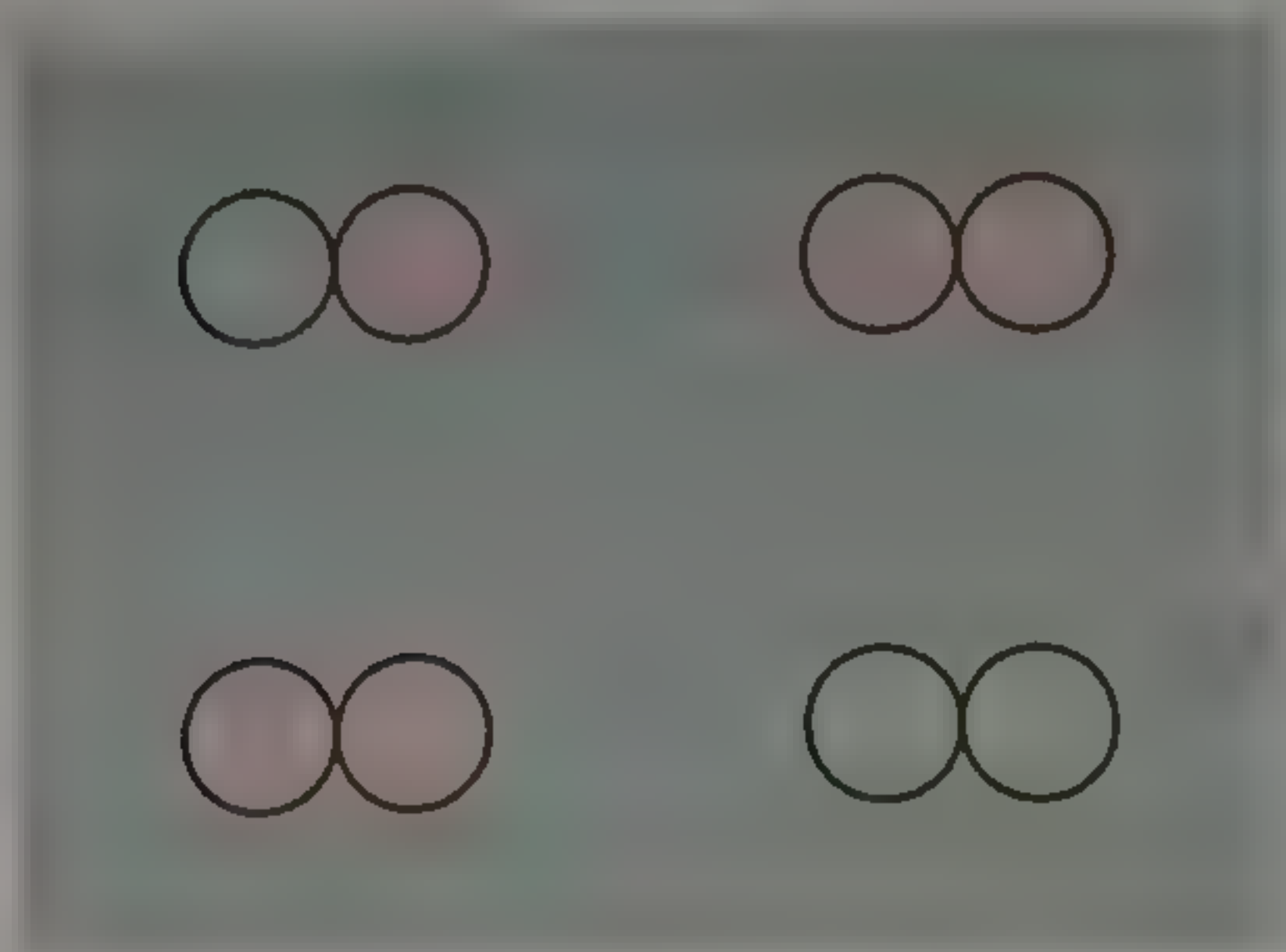
Daniel Augusto Jr/Pulsar

DIFEREM PELA PROPORÇÃO DE ÁTOMOS (ATOMICIDADE)			
Elemento químico	Nome da substância	Fórmula	Propriedade
Oxigênio	Oxigênio	O_2	Gás vital, alimenta a combustão.
	Ozone, ozona ou ozônio	O_3	Gás de cheiro irritante, bactericida, forma uma camada atmosférica que filtra os raios ultravioleta.
Fósforo	Fósforo branco	P_4	Sólido branco, tem fosforescência, muito venenoso.
	Fósforo vermelho	P_n	Sólido vermelho, não-fosforescente, não-venenoso, presente na lateral da caixa de fósforos.

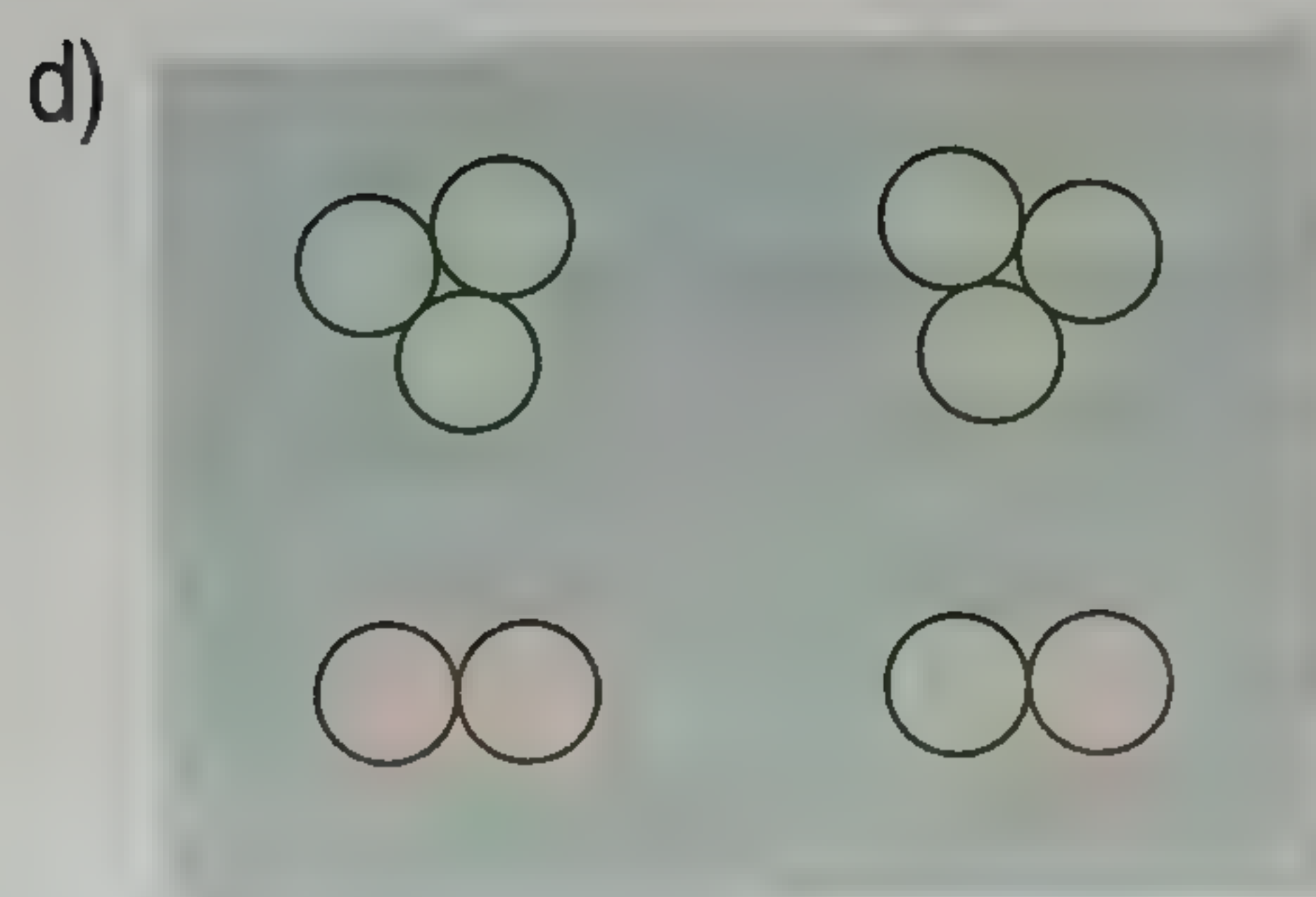
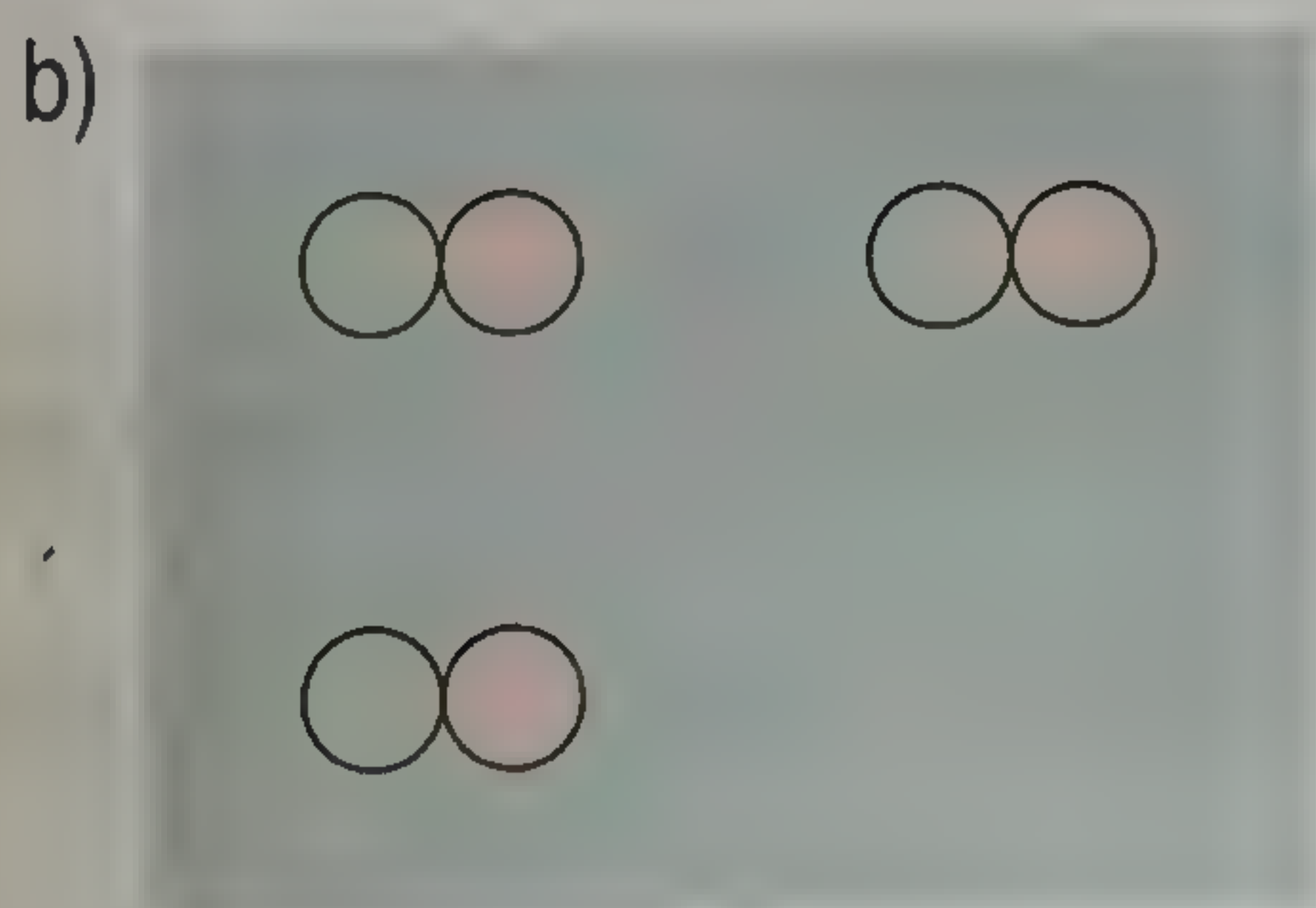
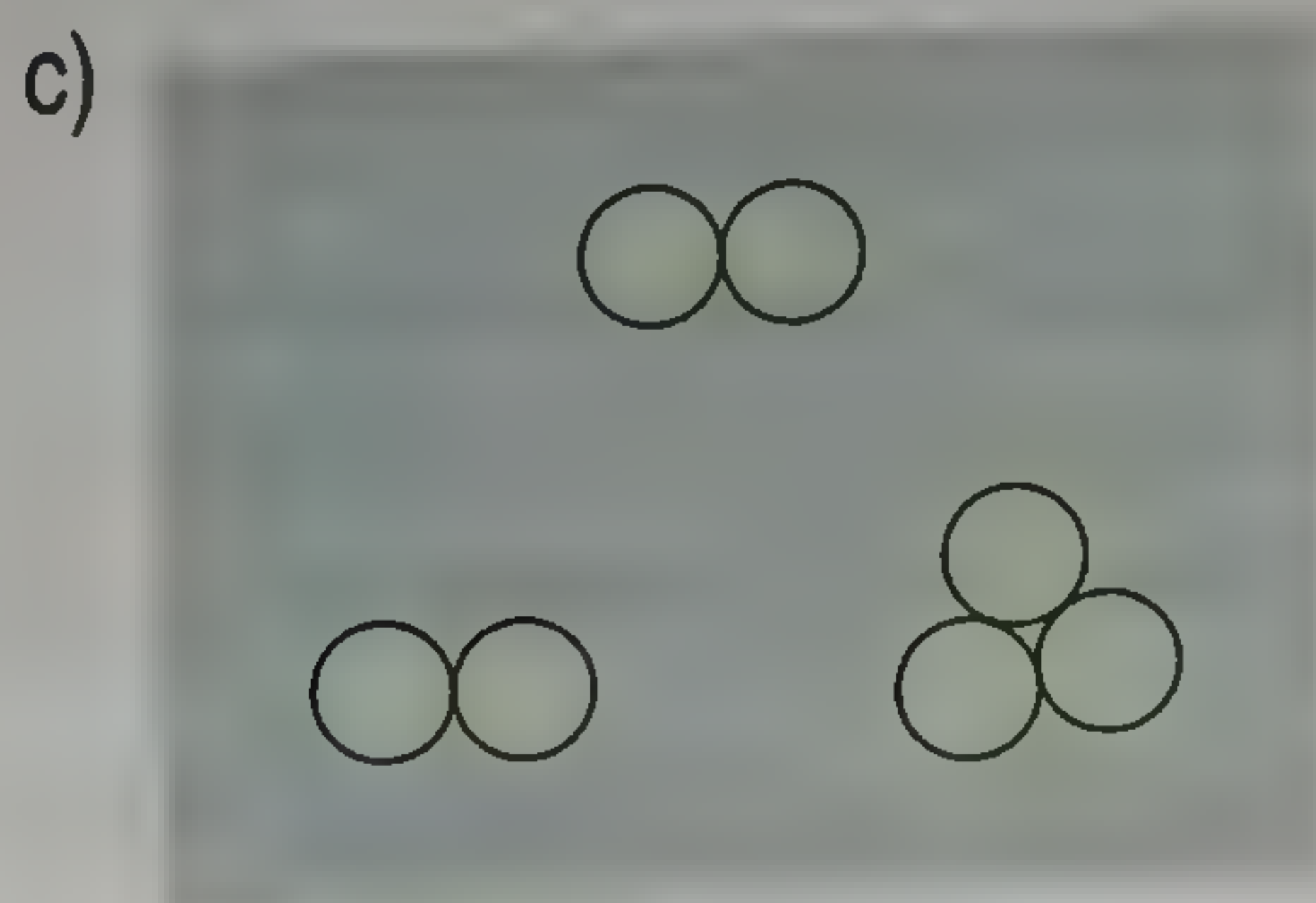
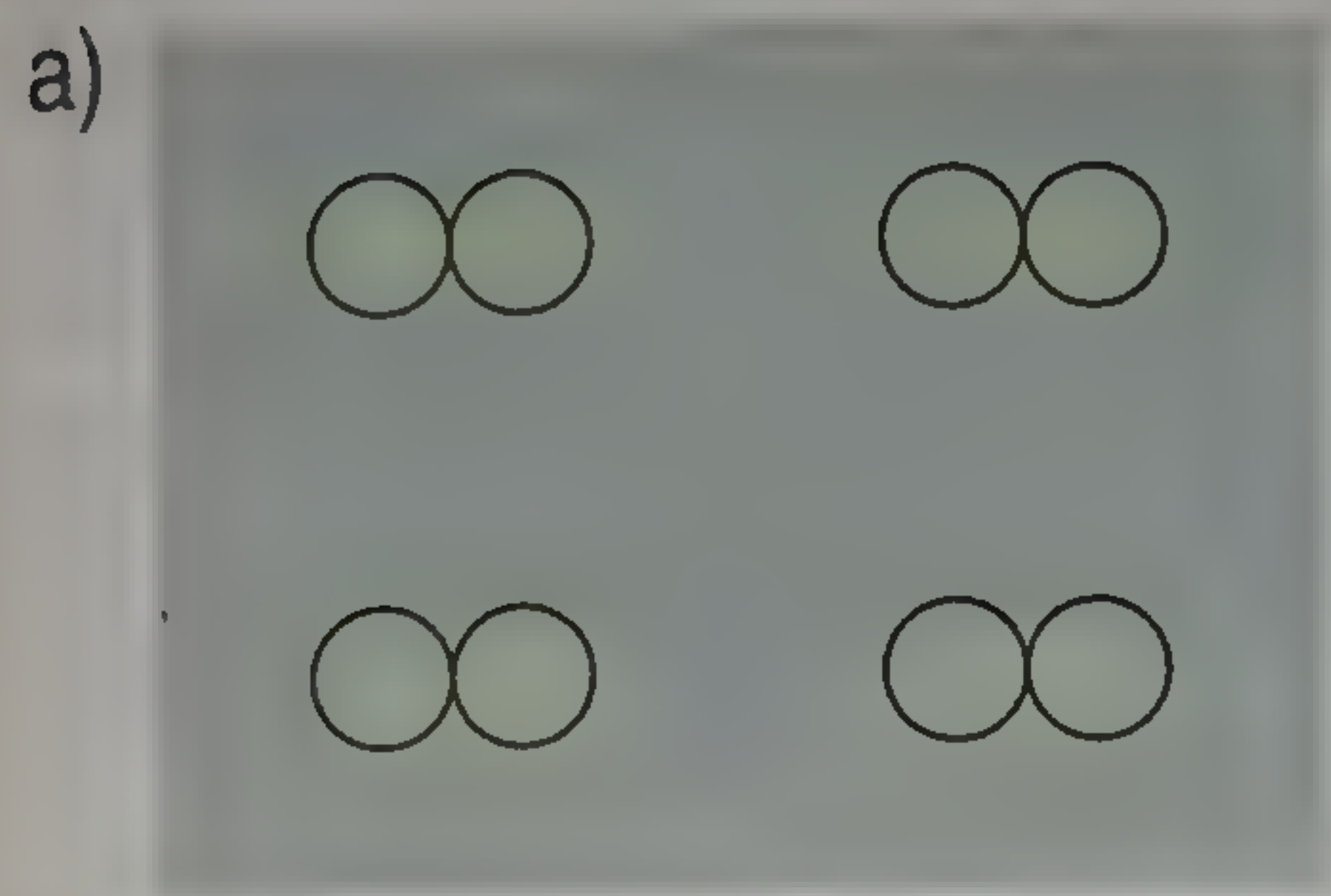
EXERCÍCIOS

9. Escreva os nomes dos elementos químicos cujos símbolos são:
- | | | | |
|-------|-------|-------|------|
| a) Na | d) Hg | g) Ag | j) K |
| b) Fe | e) Mn | h) Sb | |
| c) Pt | f) P | i) Mg | |
10. Escreva os símbolos correspondentes aos elementos químicos cujos nomes são:
- | | |
|------------|---------------|
| a) flúor | f) célio |
| b) carbono | g) platina |
| c) silício | h) germânio |
| d) cobre | i) tungstênio |
| e) arsênio | j) paládio |
11. Diga se a substância é simples ou composta:
- | | |
|--------------|-----------|
| a) I_2 | d) Br_2 |
| b) HI | e) NH_3 |
| c) H_2CO_3 | |
12. (RRN) Considerando-se os sistemas abaixo relacionados, identifique aquele formado apenas por substâncias simples:
- enxofre, ozônio, iodo e fósforo branco.
 - gás carbônico, gás amoníaco, gás cianídrico e gás sulfídrico.
 - água, água do mar, ferro e alumínio.
 - ar atmosférico, água do mar, granito e bauxita.
 - latão, aço, bronze e ouro.

13. Seguindo o modelo apresentado, diga quantos átomos, elementos, moléculas e substâncias estão representados em cada sistema:

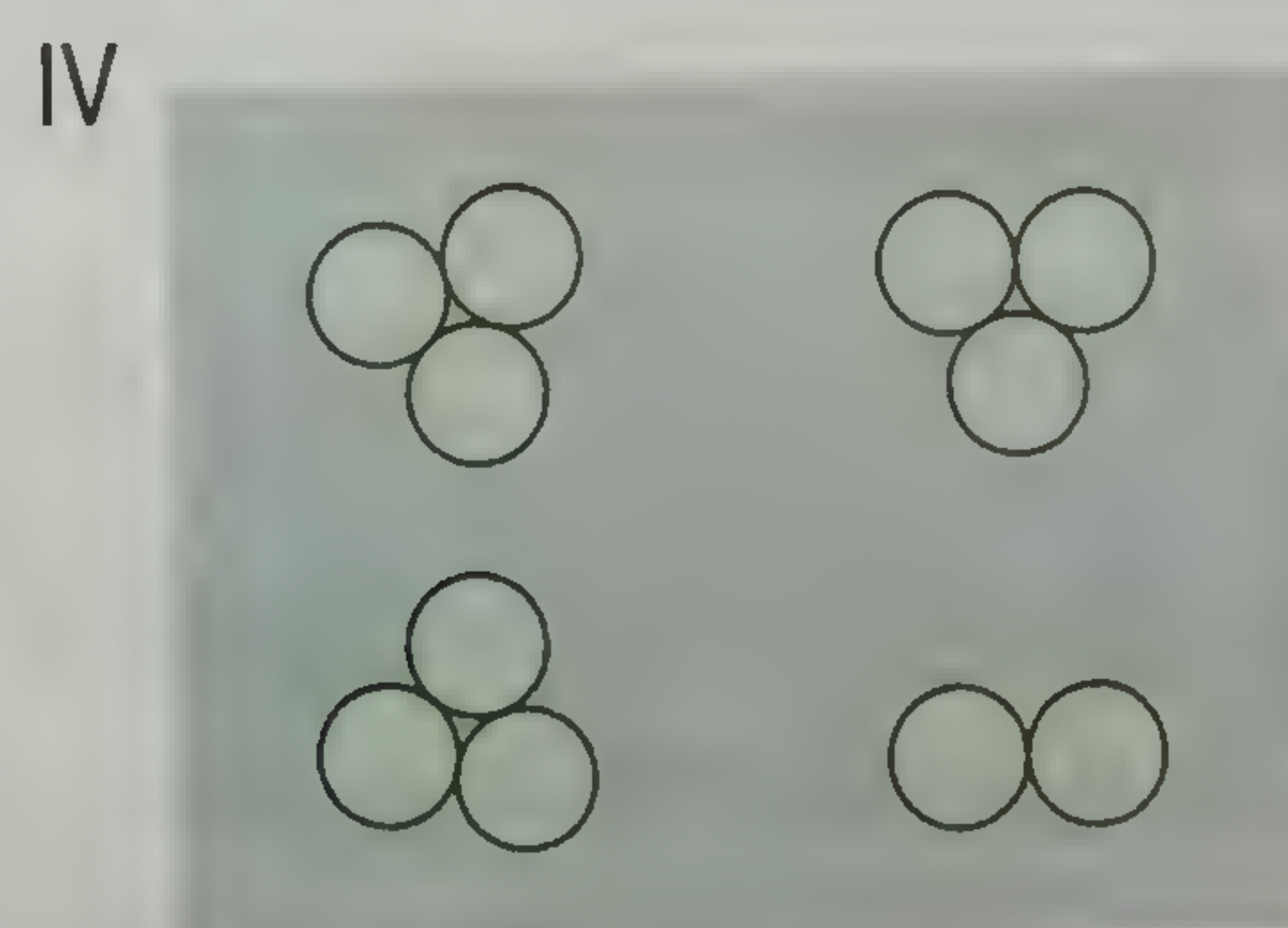
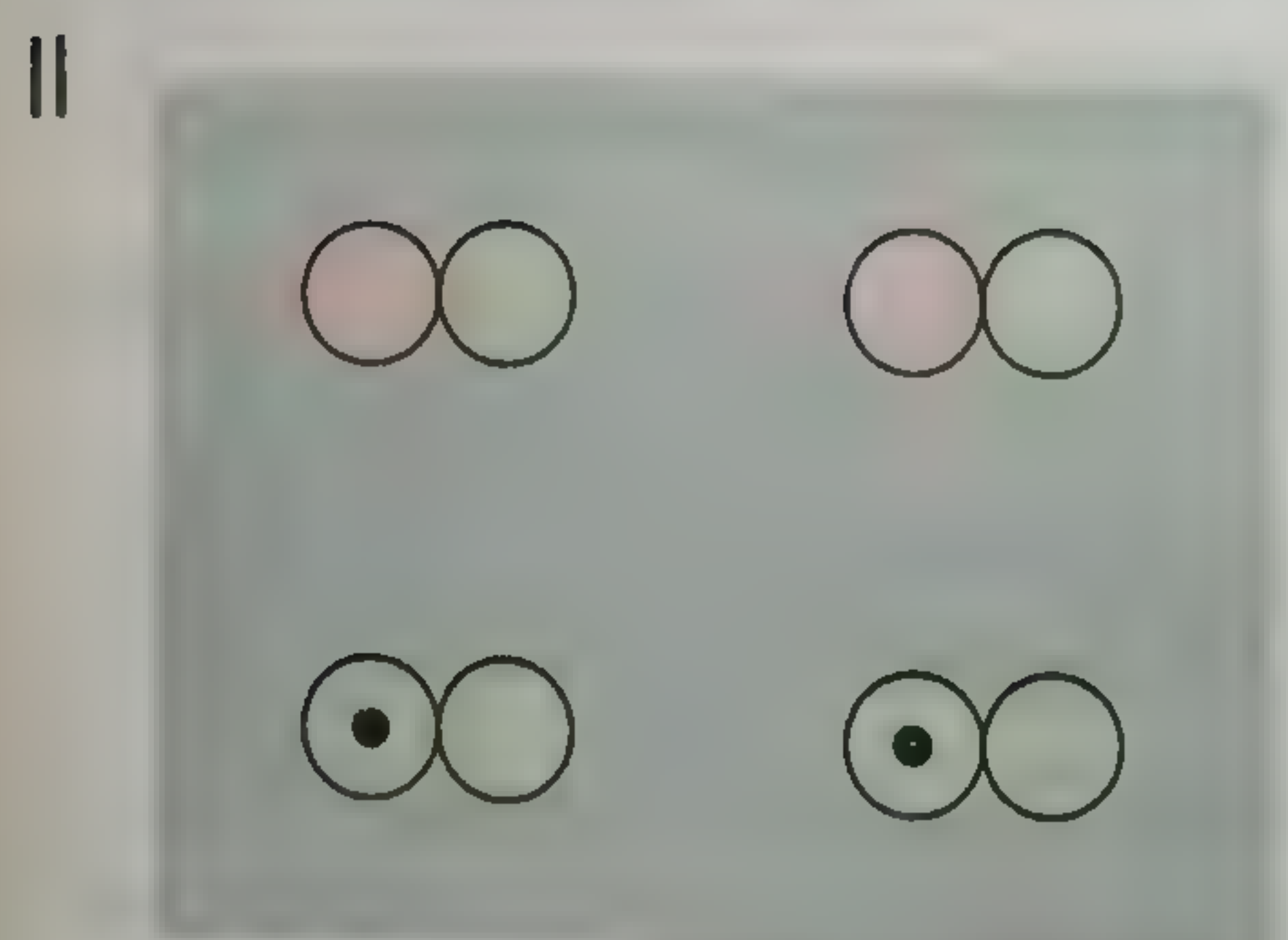
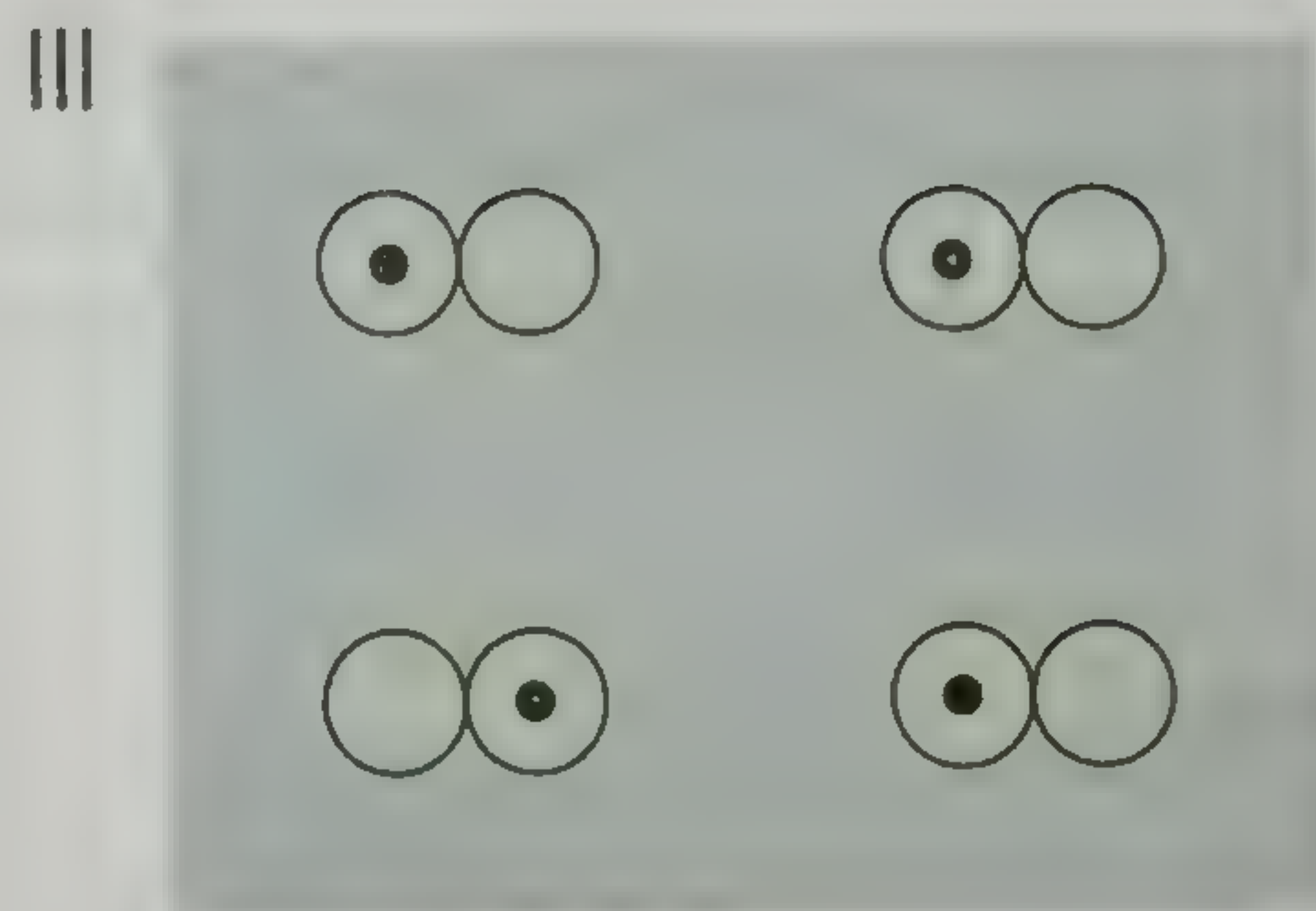
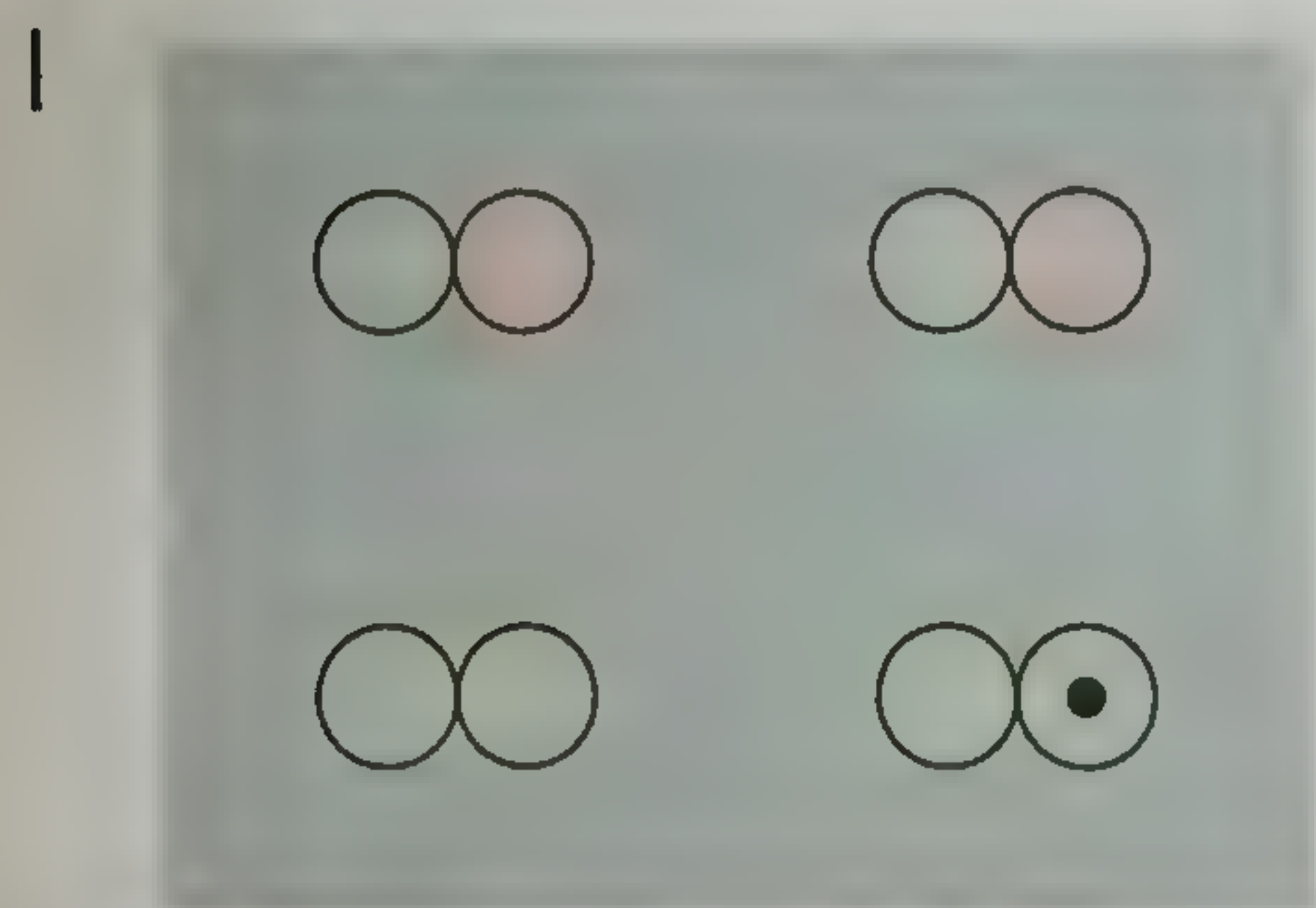


8 átomos
2 elementos químicos
4 moléculas
2 substâncias simples, 1 substância composta



14. Nos sistemas abaixo, diga onde há:

- a) apenas substâncias simples;
- b) apenas substâncias compostas;
- c) substância pura;
- d) mistura.



Propriedades da matéria e das substâncias

Toda matéria apresenta propriedades comuns. As substâncias apresentam, além dessas propriedades, algumas particulares. O número de substâncias conhecidas é muito grande; para melhor caracterizá-las, é necessária uma classificação própria.

Propriedades gerais da matéria

São apresentadas por toda matéria, não servindo, portanto, para identificar as substâncias.

Exemplos: massa, inércia, divisibilidade, impenetrabilidade (dois corpos não ocupam o mesmo lugar no espaço).

Propriedades funcionais

São apresentadas por um grupo de substâncias.

Exemplos: o sabor azedo dos ácidos; o sabor doce dos açúcares.

Propriedades específicas

São aquelas que permitem identificar uma determinada substância. Podem ser: organoléticas, químicas e físicas.

Propriedades organoléticas

São verificadas pelos órgãos dos sentidos: estado de agregação, cor, sabor, odor, brilho.

Exemplo: o enxofre se encontra no estado sólido, tem cor amarela, possui cheiro desagradável e não tem brilho.

Propriedades químicas

São aquelas relacionadas com as transformações químicas.

Exemplo: a queima de uma fita de magnésio presente em *flash* não-eletrônico.

Propriedades físicas

São relacionadas com os fenômenos físicos. Expressam-se por meio de valores numéricos determinados experimentalmente e tabelados — eles constituem as constantes físicas. Servem para verificar se uma substância é pura ou não.

Dentre as propriedades físicas podemos destacar a densidade, o ponto de fusão e o ponto de ebulição.

• Densidade

É a massa contida na unidade de volume da substância. Calcula-se a densidade por meio da expressão: $d = \frac{m}{V}$.

Pode-se medir a massa em grama e o volume em centímetro cúbico, mililitro ou litro.

Exemplos: densidade do chumbo: $11,3 \text{ g/cm}^3 (20^\circ \text{C})$

densidade da água: $1 \text{ g/mL } (4^\circ \text{C})$

densidade do gás oxigênio: $1,4 \text{ g/L } (20^\circ \text{C})$

• Temperatura de fusão ou ponto de fusão (PF)

É a temperatura em que, sob pressão constante, a substância no estado sólido passa para o estado líquido. Durante a fusão da substância pura, a temperatura permanece constante. Caso isso não ocorra, a substância é impura.

Exemplos: ponto de fusão do chumbo: $327\text{ }^{\circ}\text{C}$ (1 atm)
ponto de fusão da água: $0\text{ }^{\circ}\text{C}$ (1 atm)
ponto de fusão do oxigênio: $-218\text{ }^{\circ}\text{C}$ (1 atm)

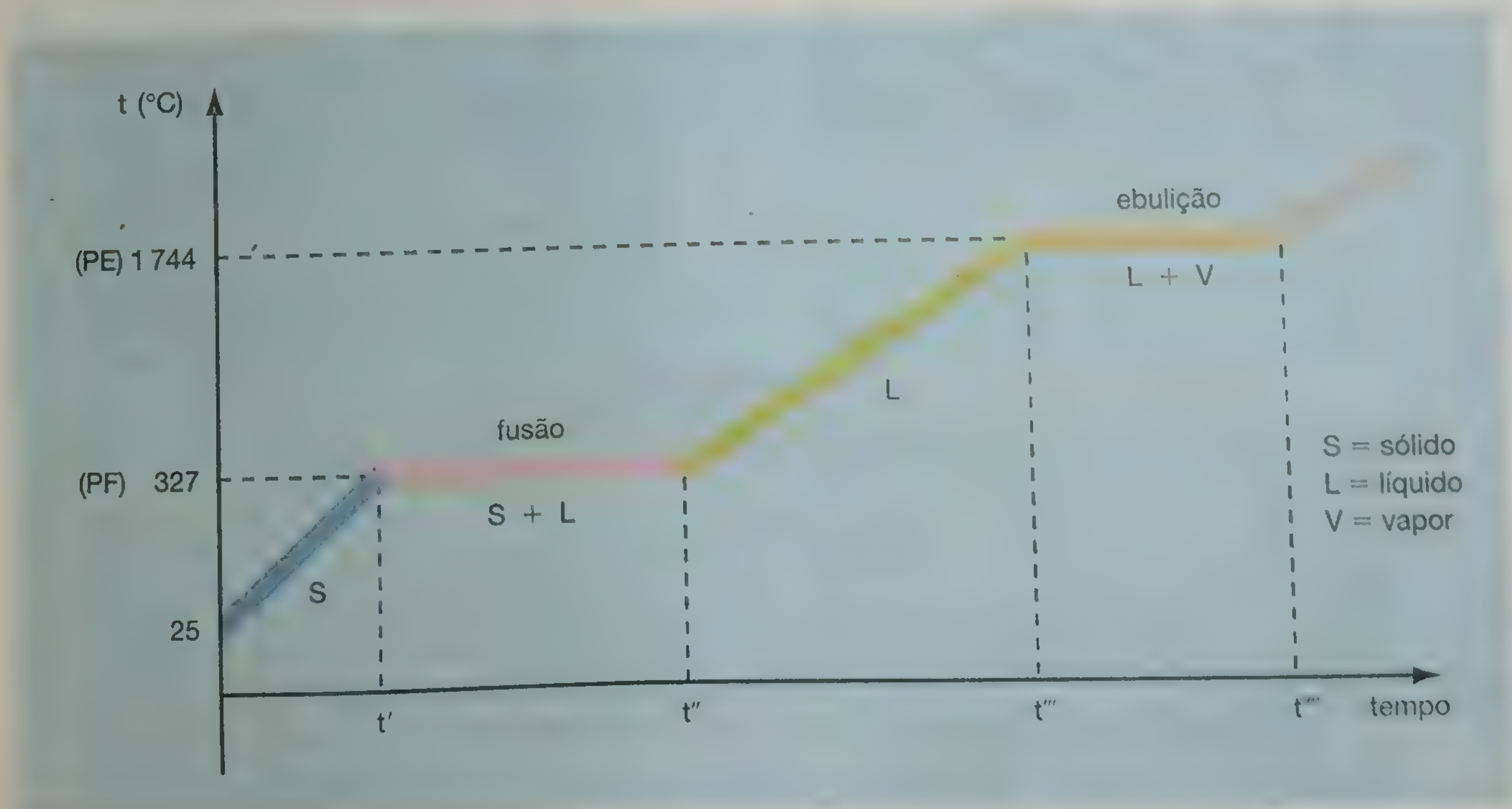
• Temperatura de ebulição ou ponto de ebulição (PE)

É a temperatura em que, sob pressão constante, a substância no estado líquido passa para o estado gasoso. Durante a ebulição de uma substância pura, a temperatura permanece constante. Caso isso não ocorra, a substância é impura.

Exemplos: ponto de ebulição do chumbo: $1\,744\text{ }^{\circ}\text{C}$ (1 atm)
ponto de ebulição da água: $100\text{ }^{\circ}\text{C}$ (1 atm)
ponto de ebulição do oxigênio: $-183\text{ }^{\circ}\text{C}$ (1 atm)

Registrando os valores obtidos em um gráfico, podemos acompanhar o processo de aquecimento de uma substância sólida, partindo-se da temperatura ambiente até a de ebulição.

Por exemplo, o aquecimento de um pedaço de chumbo está representado no gráfico (PF = $327\text{ }^{\circ}\text{C}$; PE = $1\,744\text{ }^{\circ}\text{C}$ a 1 atm).



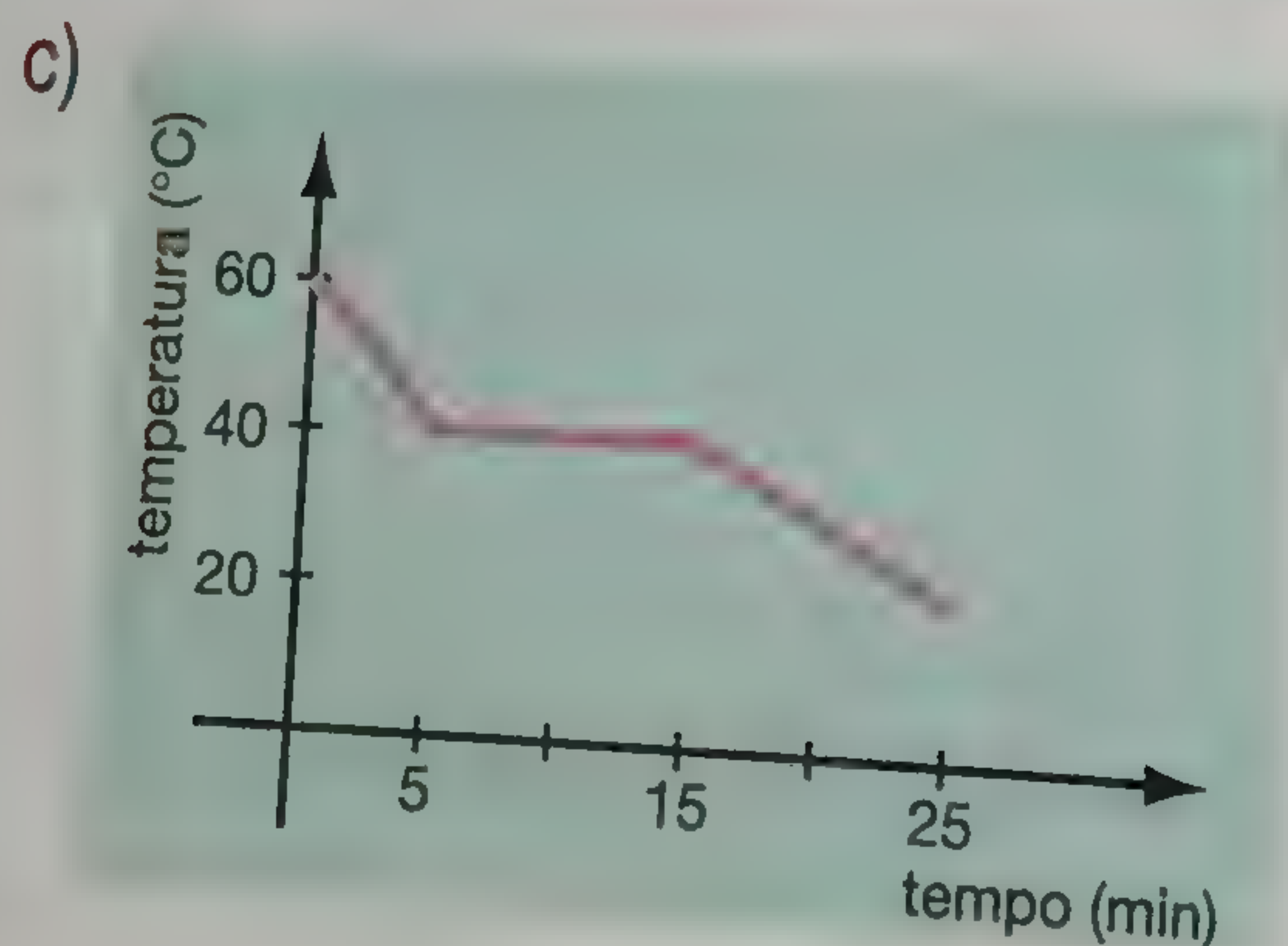
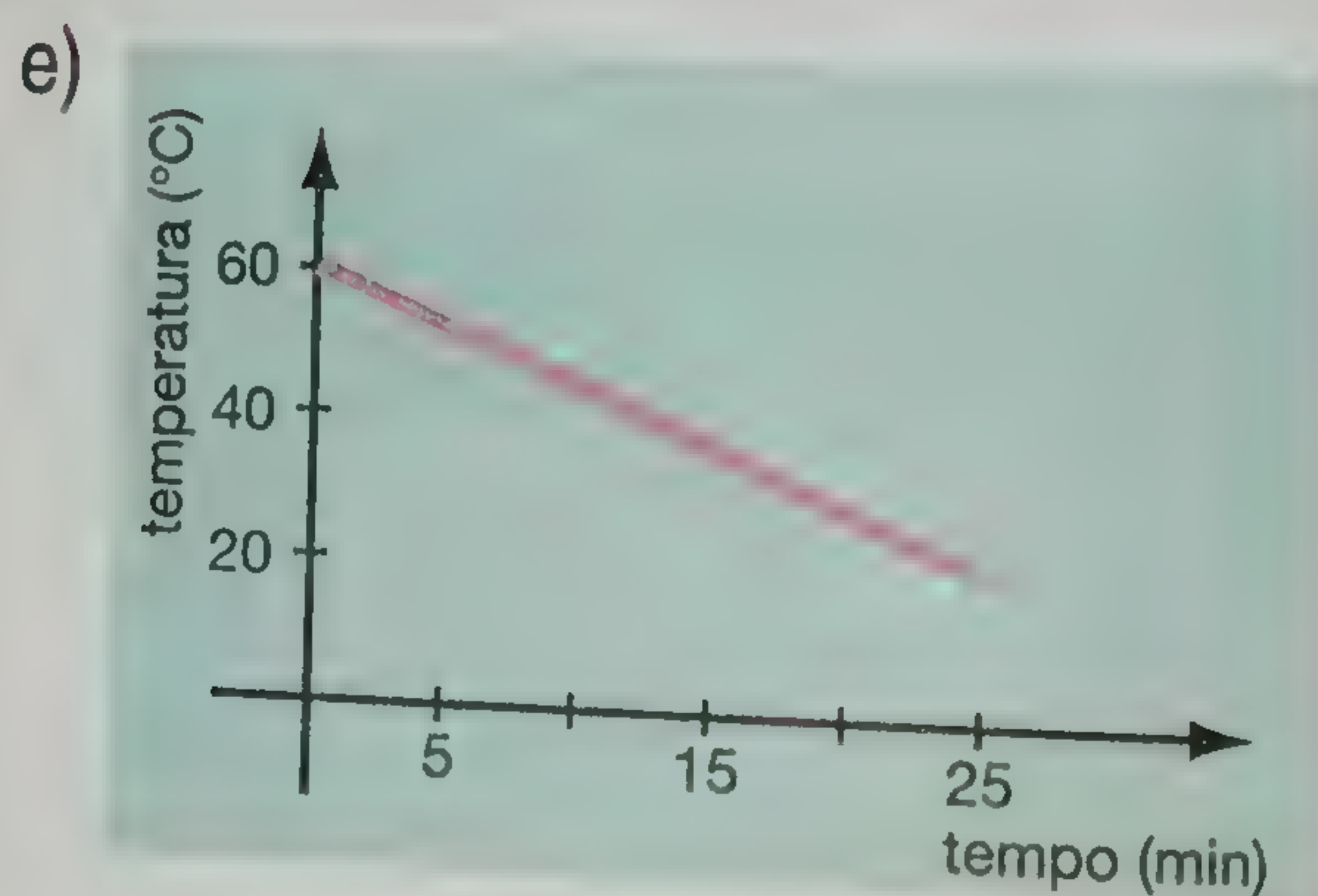
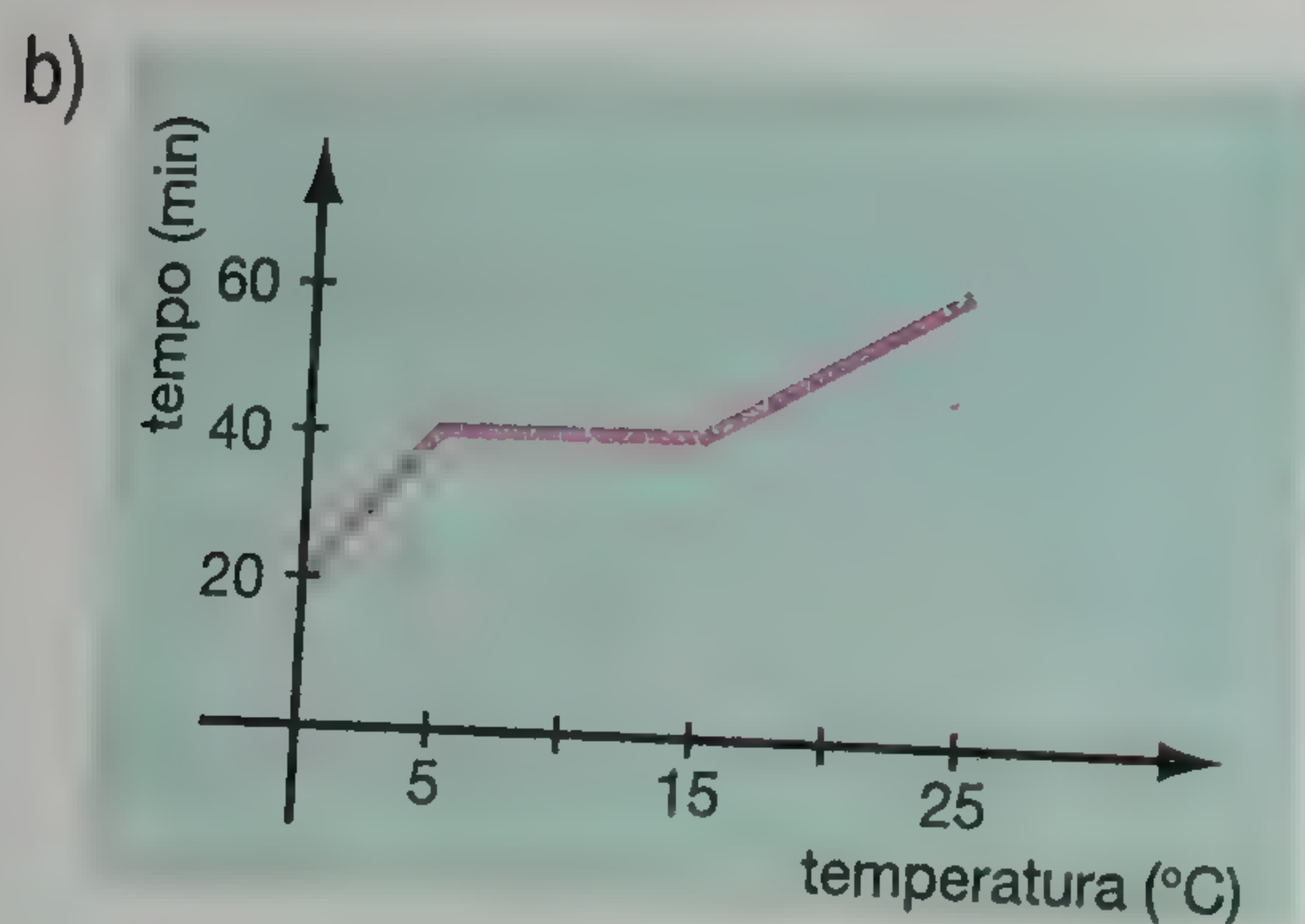
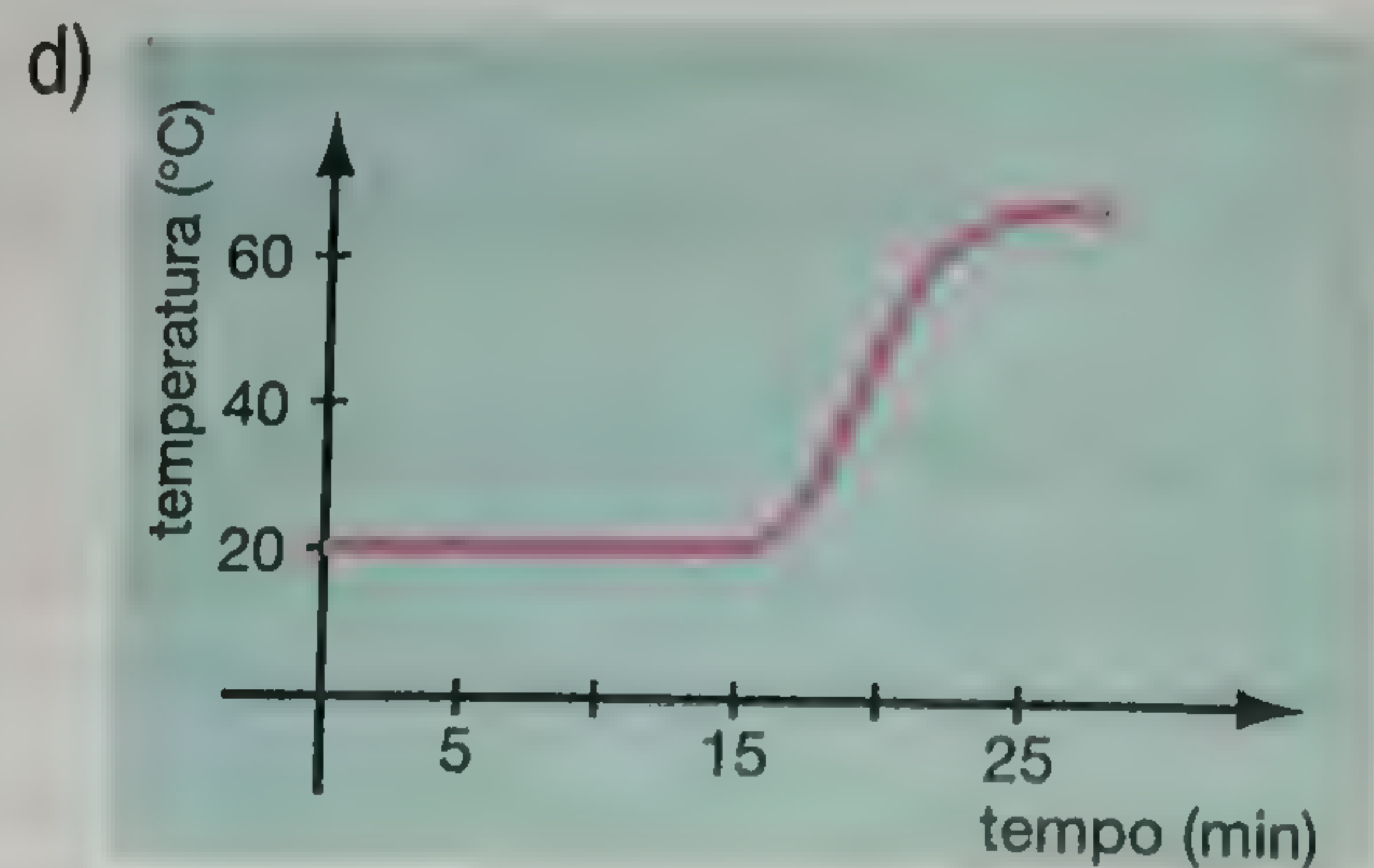
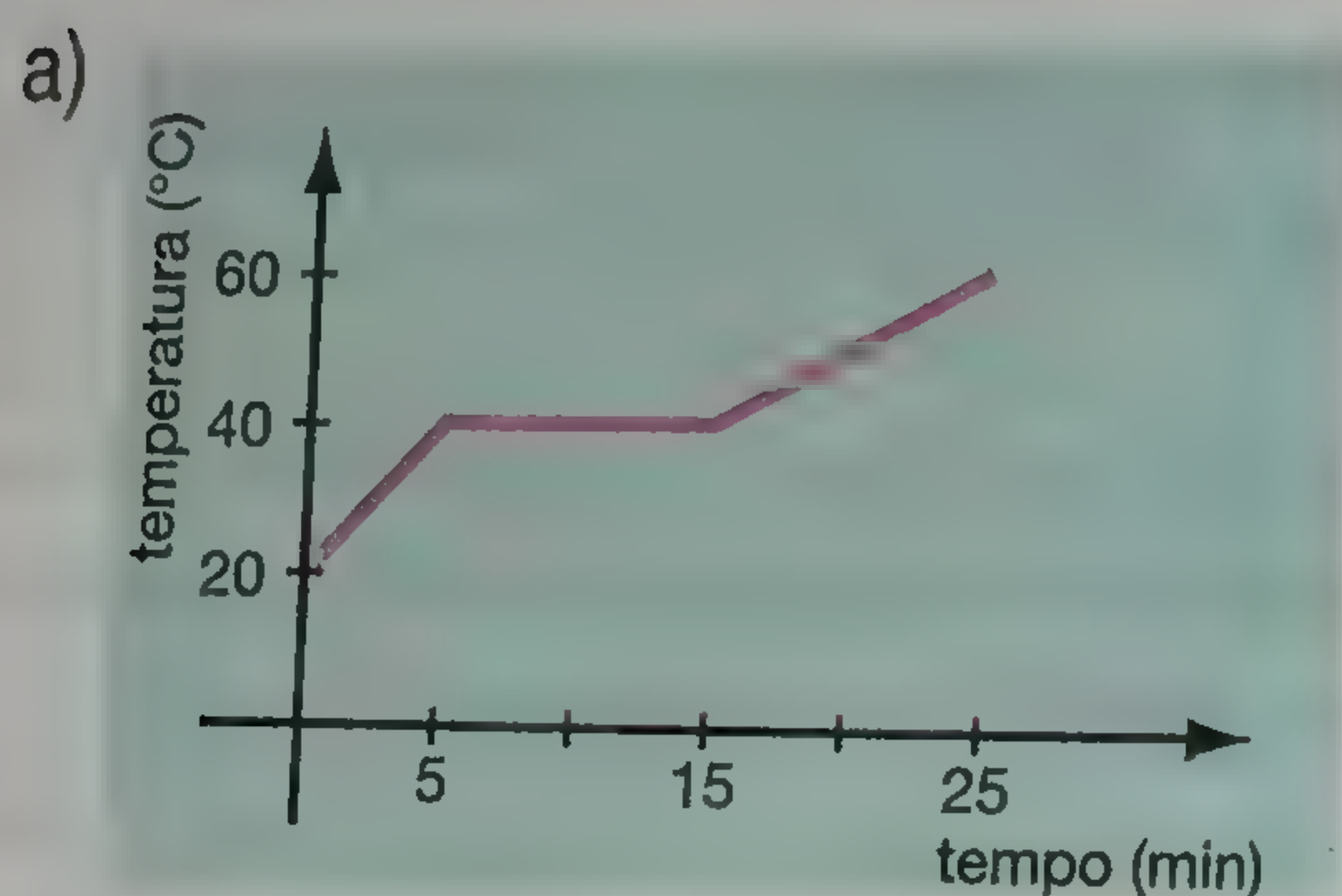
Verificando essas propriedades, podemos identificar uma determinada substância. Assim, por exemplo, as propriedades específicas do cloreto de sódio (sal de cozinha) são: sólido cristalino, vítreo, incolor, inodoro, salgado, ponto de fusão $801\text{ }^{\circ}\text{C}$, ponto de ebulição $1\,413\text{ }^{\circ}\text{C}$ e densidade $2,16\text{ g/cm}^3$; quando reage com ácido sulfúrico concentrado, é transformado em sulfato de sódio e gás clorídrico.

EXERCÍCIOS

15. Diga se é propriedade geral, funcional, organolética, física ou química.
- a) cor do enxofre
 - b) ponto de fusão do gelo
 - c) sabor das gorduras
 - d) massa
 - e) queima de papel
 - f) densidade do alumínio
 - g) sabor dos sais
 - h) ponto de ebulição do álcool etílico

16. Sabendo que o ponto de fusão do álcool etílico é -114°C e seu ponto de ebulição é $78,5^{\circ}\text{C}$, esboce o gráfico de resfriamento dessa substância a partir da temperatura de 100°C até a solidificação.

17. (OSEC-SP) O gráfico que representa o aquecimento de uma substância pura a partir do estado sólido é:



18. (UFP) As propriedades mais usadas como critério de pureza são: 1. ponto de fusão constante, 2. ponto de ebulição constante, 3. densidade constante.
- a) 1, 2 e 3 são corretos.
 - b) Somente 1 é correto.
 - c) Somente 2 está correto.
 - d) Somente 3 está correto.
 - e) Somente 1 e 2 são corretos.

19. (FGV-SP) Considere a tabela abaixo:

SUBSTÂNCIA	PE (°C) A 1 atm DE PRESSÃO
I- Ácido pentanóico	102,13
II- Benzeno	78,12
III- Benzofenona	197,24
IV- Glicerol	92,11
V- Propanona	58,08

As substâncias que fervem a temperaturas superiores ao ponto de ebulição da água são:

- a) I e II c) I e IV e) II e III
b) I e III d) II e V

20. Têm-se três amostras, I, II e III, de chumbo, numa mesma temperatura, apresentando os seguintes dados:

	MASSA (g)	VOLUME (cm ³)
I	22,8	2
II	17,1	1,5
III	114	10

Calcule as densidades dessas amostras e interprete os resultados.

21. Dada a tabela abaixo:

SUBSTÂNCIA	MASSA (g)	VOLUME (mL)
Água	27	27
Álcool etílico	27	34
Glicerina	27	21
Mercúrio	27	2
Alumínio	27	10

- a) Determine a densidade de cada substância.
b) Qual é o líquido menos denso? Qual é o mais denso?

22. Por que os pescadores utilizam chumbo na ponta da linha de pesca?

Mistura de substâncias

Mistura é um sistema formado por duas ou mais substâncias. Pode ser homogênea ou heterogênea.

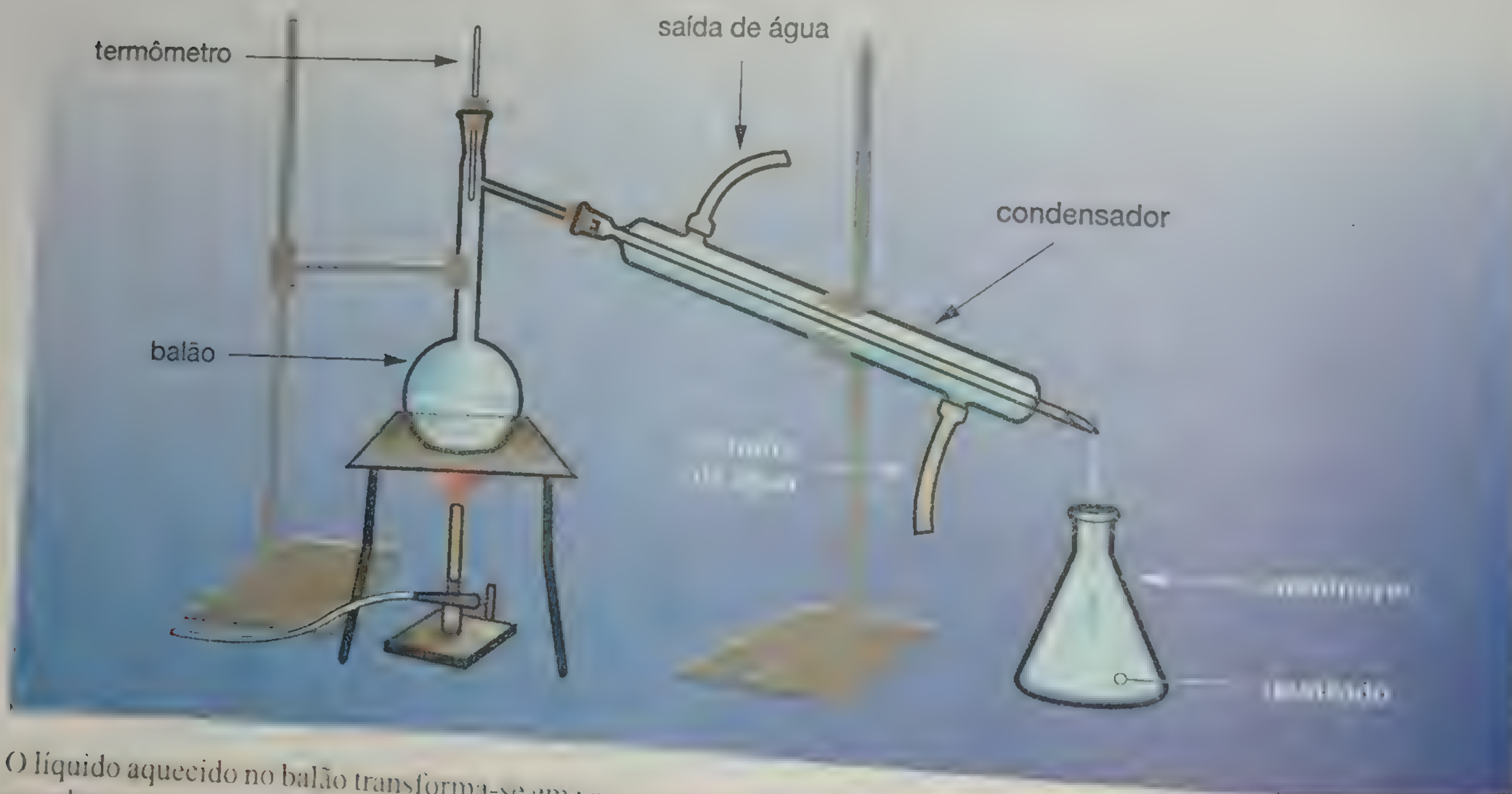
Exemplos: água e sal dissolvido (homogênea); água e areia (heterogênea).

Misturas homogêneas

São aquelas que se apresentam como um todo uniforme, mesmo quando observadas através de microscópio. A porção uniforme de um sistema denomina-se *fase*. Assim, as misturas homogêneas são denominadas sistemas monofásicos.

Exemplos: mistura de água e álcool comum
sal dissolvido na água
açúcar dissolvido na água
ouro 18 quilates

As misturas homogêneas podem ser desdobradas em seus componentes por processos físicos (mudanças de estado de agregação), tais como cristalização, destilação, liquefação fracionada e fusão fracionada.



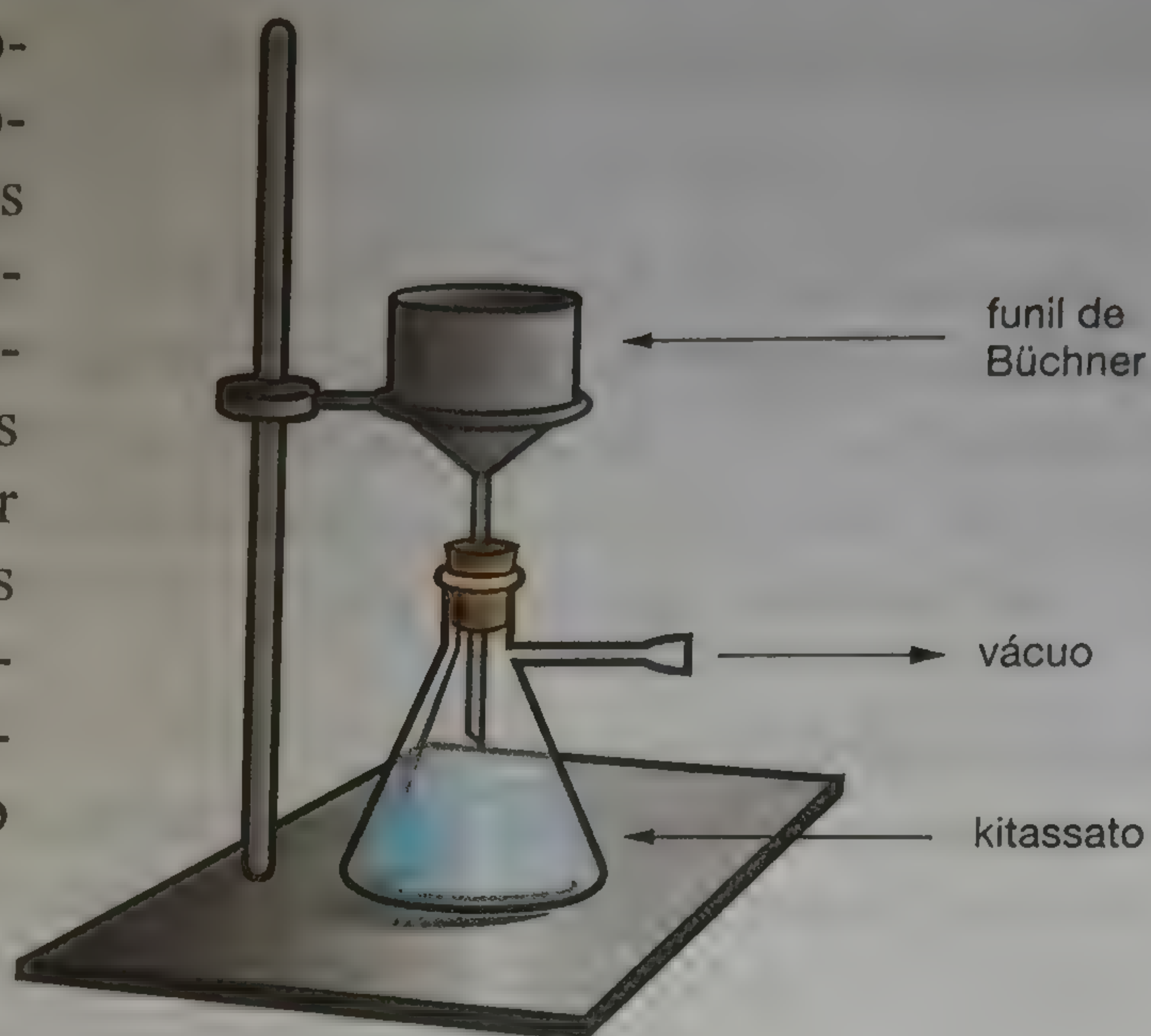
O líquido aquecido no balão transforma-se em vapor, entra no condensador, voltando ao estado líquido, e daí é recolhido no erlenmeyer.

Misturas heterogêneas

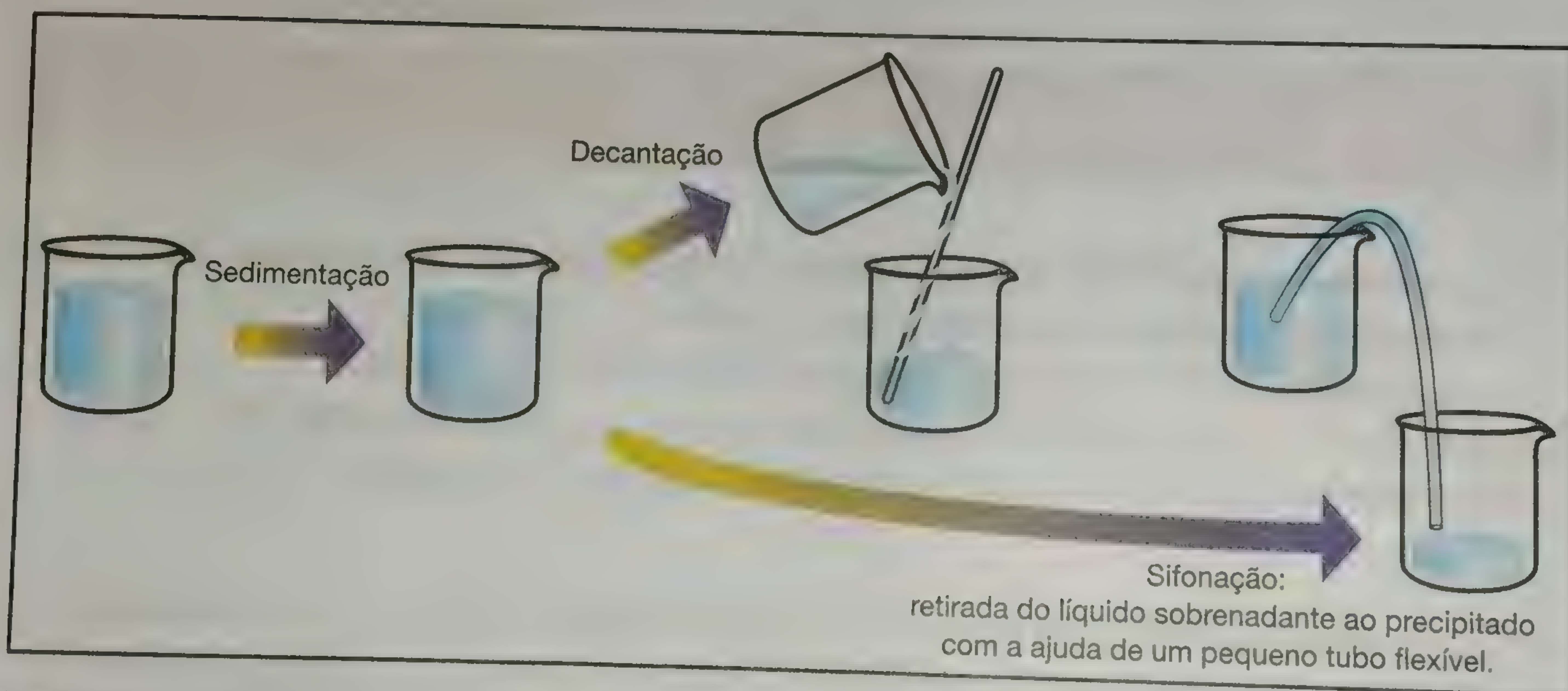
São aquelas que apresentam duas ou mais fases. Podem ser identificadas a olho nu ou com o auxílio do microscópio.

Exemplos: pó de carvão na água
óleo na água
sangue

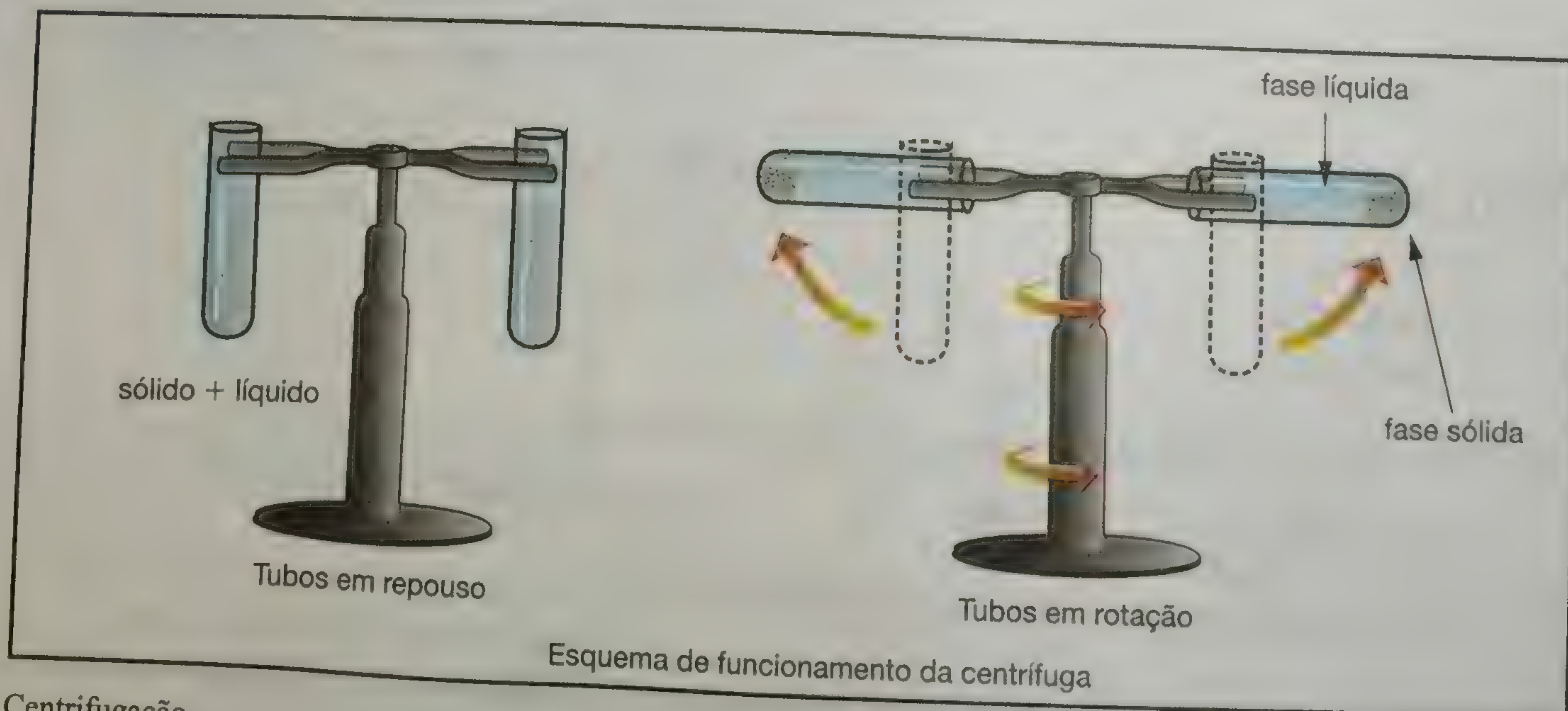
As misturas heterogêneas podem ser desdobradas em seus componentes por processos mecânicos, tais como peneiração, separação magnética, filtração (simples ou a vácuo), levigação (em que corpos mais densos são separados pelo arraste causado por um líquido que leva os corpos menos densos), decantação (que utiliza a deposição conforme a densidade), centrifugação, que explora a decantação com auxílio mecânico, e outros.



A filtração a vácuo é empregada para separar a fase sólida da líquida mais rapidamente do que na filtração simples. A mistura é colocada na parte superior do funil e o sólido fica retido numa superfície filtrante.



Decantação e sifonação.



Centrifugação.

Misturas eutéticas e azeotrópicas

Misturas eutéticas

São misturas sólidas cujos componentes apresentam-se numa proporção fixa e fundem a uma determinada temperatura constante. O ponto de fusão do chumbo é 327°C e o do antimônio é 630°C . Misturando-os na proporção em massa de 88 % de chumbo e 12 % de antimônio, forma-se uma mistura eutética cujo ponto de fusão é 246°C . Assim, não é possível separar os constituintes dessa mistura por fusão fracionada.

Misturas azeotrópicas

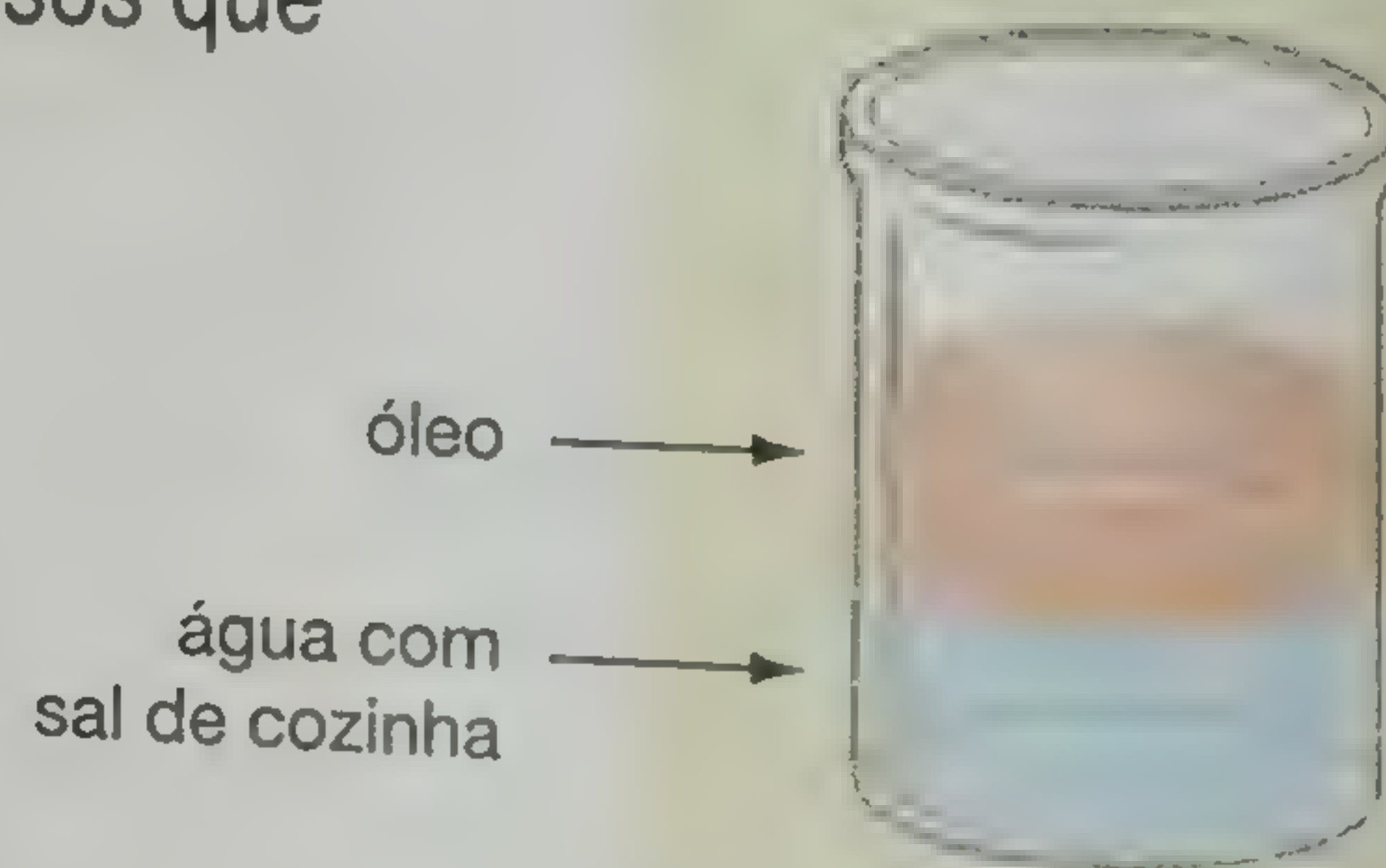
São misturas líquidas cujos componentes apresentam-se numa proporção fixa e fervem a uma determinada temperatura constante. O ponto de ebulição do álcool etílico é $78,5^{\circ}\text{C}$ e o da água é 100°C , à pressão de uma atmosfera. Misturando-os na proporção em massa de 96 % de álcool com 4 % de água, forma-se um azeotrópico cujo ponto de ebulição é $78,2^{\circ}\text{C}$ e que, portanto, não pode ser separado em seus componentes por meio de destilação fracionada.

EXERCÍCIOS

23. Considerando os sistemas abaixo relacionados, aponte as substâncias puras, as misturas homogêneas e as misturas heterogêneas:

- | | | |
|-----------------|----------------|-------------------|
| a) álcool comum | e) gasolina | h) ozônio |
| b) água | f) ar poluído | i) cordão de ouro |
| c) diamante | g) água do mar | j) grafite |
| d) aço | | |

24. Considerando o sistema ao lado, escolha os processos que permitem separar óleo, água e sal de cozinha.



25. O azeotrópico formado por benzeno e álcool comum pode ser separado por:

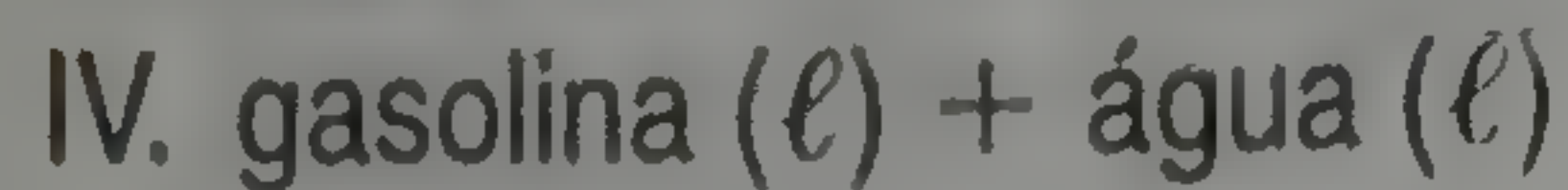
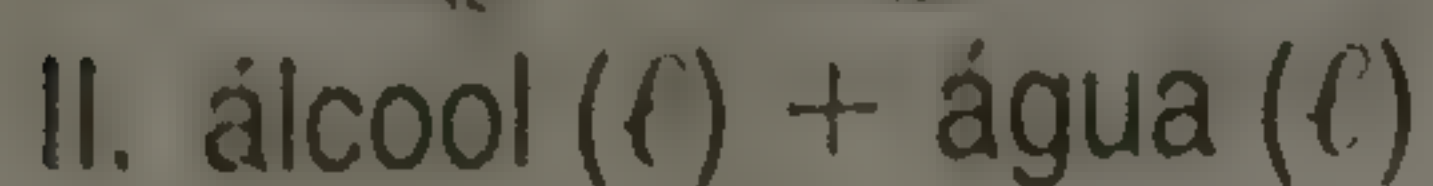
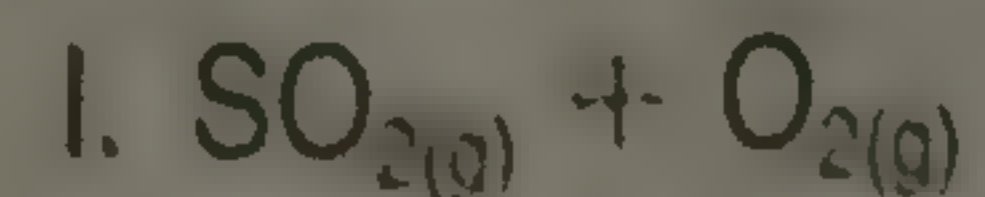
- | | |
|----------------|-------------------|
| a) filtração. | d) centrifugação. |
| b) destilação. | e) n.d.a. |
| c) decantação. | |

26. A função da porcelana porosa dos filtros domésticos é:

- | | |
|---------------------------------|------------------------------|
| a) tornar a água mais saborosa. | d) reter partículas sólidas. |
| b) clarear a água. | e) n.d.a. |
| c) tornar a água inodora. | |

27. Durante a fusão de uma amostra, a temperatura permaneceu constante. Que conclusão pode-se tirar desse dado?

28. (PUC-MG) Dados os sistemas:



Constituem sempre sistema homogêneo, qualquer que seja a quantidade:

a) somente I e II.

b) somente I e IV.

c) somente II e IV.

d) somente II e III.

e) somente I, II e III.

29. (UFES) Em um sistema bem misturado, constituído de areia, sal, açúcar, água e gasolina, o número de fases é:

a) 2

b) 3

c) 4

d) 5

e) 6

30. (UFSM-RS) Num acampamento, todo o sal de cozinha foi derramado na areia. As pessoas recuperaram o sal realizando, sucessivamente, as operações de:

a) dissolução, filtração, evaporação.

b) fusão, decantação, sublimação.

c) liquefação, filtração, vaporização.

d) adição de água, destilação.

e) diluição, sedimentação, vaporização.

31. (Unicamp-SP) Têm-se as seguintes misturas:

I. areia e água;

II. álcool (etanol) e água;

III. sal de cozinha (NaCl) e água; nesse caso uma mistura homogênea.

Cada uma dessas misturas foi submetida a uma filtração em funil com papel e, em seguida, o líquido resultante (filtrado) foi aquecido até sua total evaporação. Pergunta-se:

a) Qual mistura deixou um resíduo sólido no papel após a filtração? O que era esse resíduo?

b) Em qual caso apareceu um resíduo sólido após a evaporação do líquido? O que era esse resíduo?

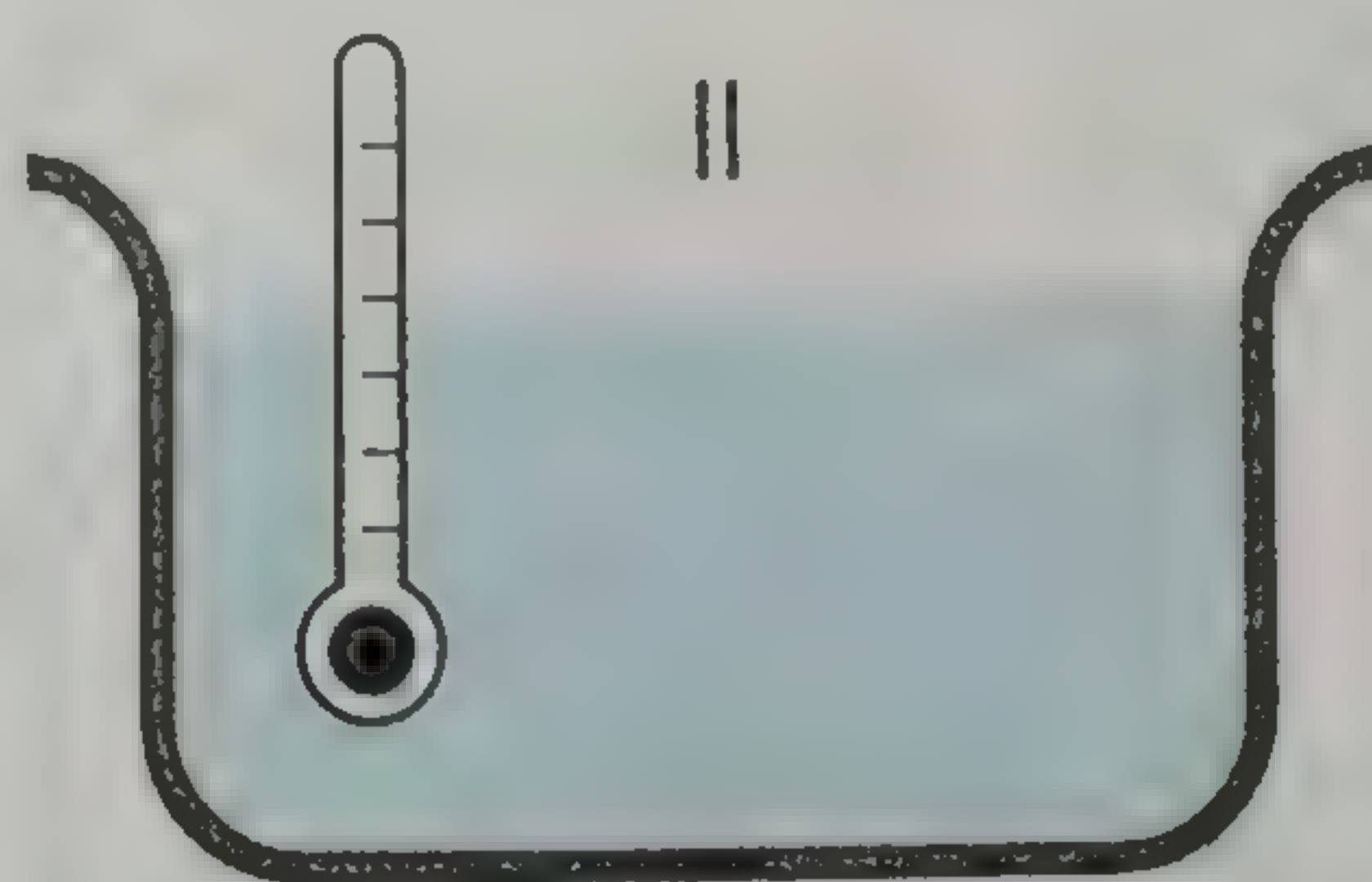
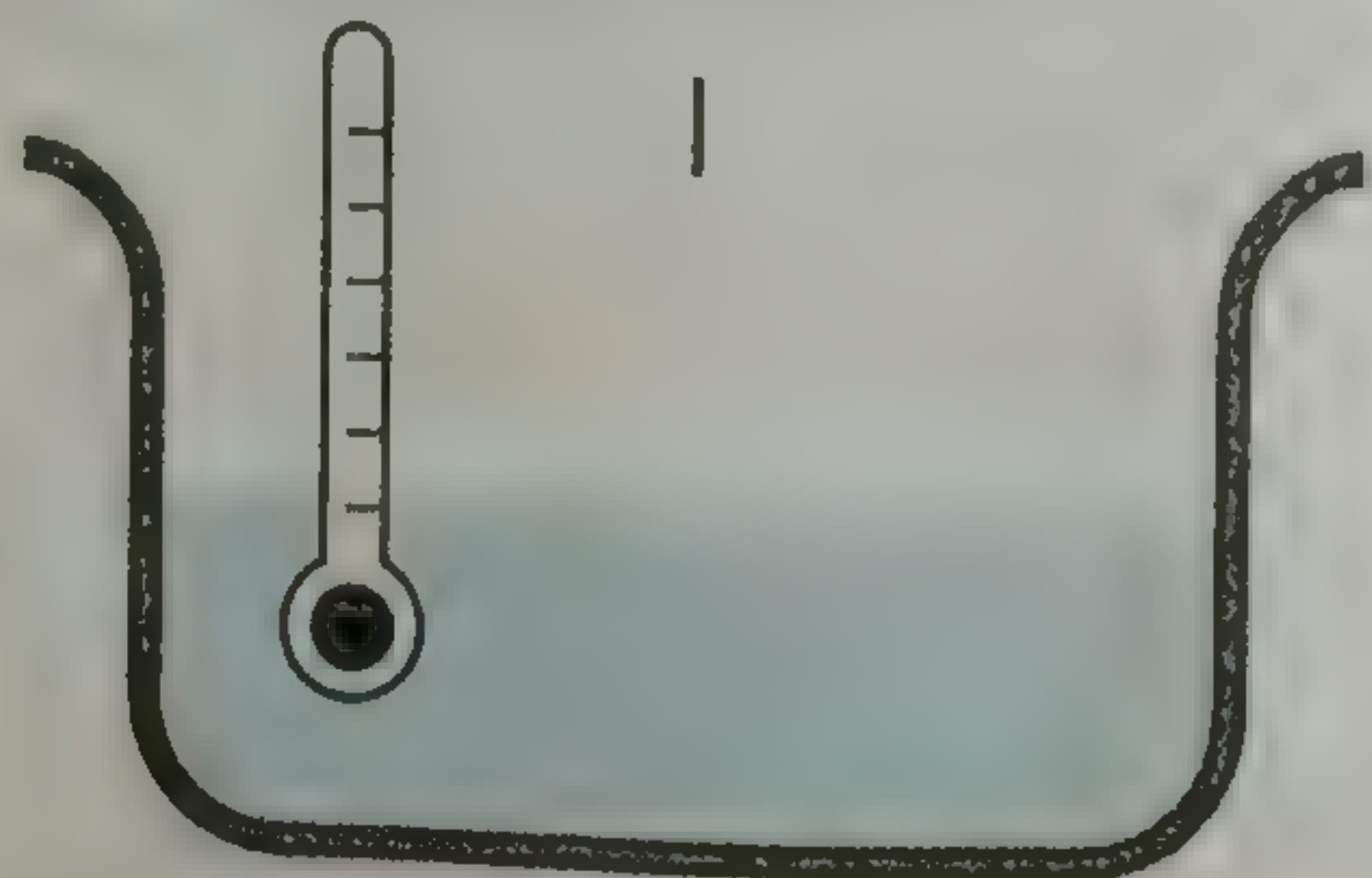
32. (Fuvest-SP) Duas amostras de uma solução aquosa de CuSO_4 , de coloração azul, foram submetidas, respectivamente, às seguintes operações: (I) filtração com papel de filtro; (II) destilação simples. Determine a coloração resultante:

a) do material que passou pelo filtro na operação I.

b) do produto condensado na operação II.

Justifique suas respostas.

33. (UFMG) Os béqueres I e II, que contêm volumes diferentes de água pura, são aquecidos por fontes de calor idênticas.



a) Indique em qual dos dois béqueres a água entrará em ebulição a uma temperatura mais alta. Justifique essa indicação.

b) Indique em qual dos dois béqueres a água entrará em ebulição primeiro. Justifique essa indicação.



David P. Greenberg, 1999, The Physics Teacher

3 O átomo: da história à sua constituição

Desde a Antigüidade o homem se preocupa em conhecer a constituição da matéria. Muitas idéias foram desenvolvidas ao longo dos séculos a partir da observação do comportamento dos diferentes materiais conhecidos. Vários modelos foram elaborados e aperfeiçoados.

As primeiras idéias surgiram a partir de especulações filosóficas. Leucipo e Demócrito, no século V a.C., conceberam o conceito de que a matéria era composta de pequenas unidades indivisíveis, que passaram a chamar de átomo.

Durante muito tempo, cientistas têm-se dedicado ao estudo da estrutura da matéria, criando modelos atômicos que vão sendo aperfeiçoados. Modelos são criados à medida que novos fatos coloquem em cheque o modelo anterior.

Pelos conhecimentos atuais sabe-se que a matéria é composta de átomos e estes, de partículas menores, os prótons, os nêutrons e os elétrons, que por sua vez são compostos por partículas ainda menores, os quarks. Talvez no futuro outros modelos e novas teorias alterem os conhecimentos atuais.

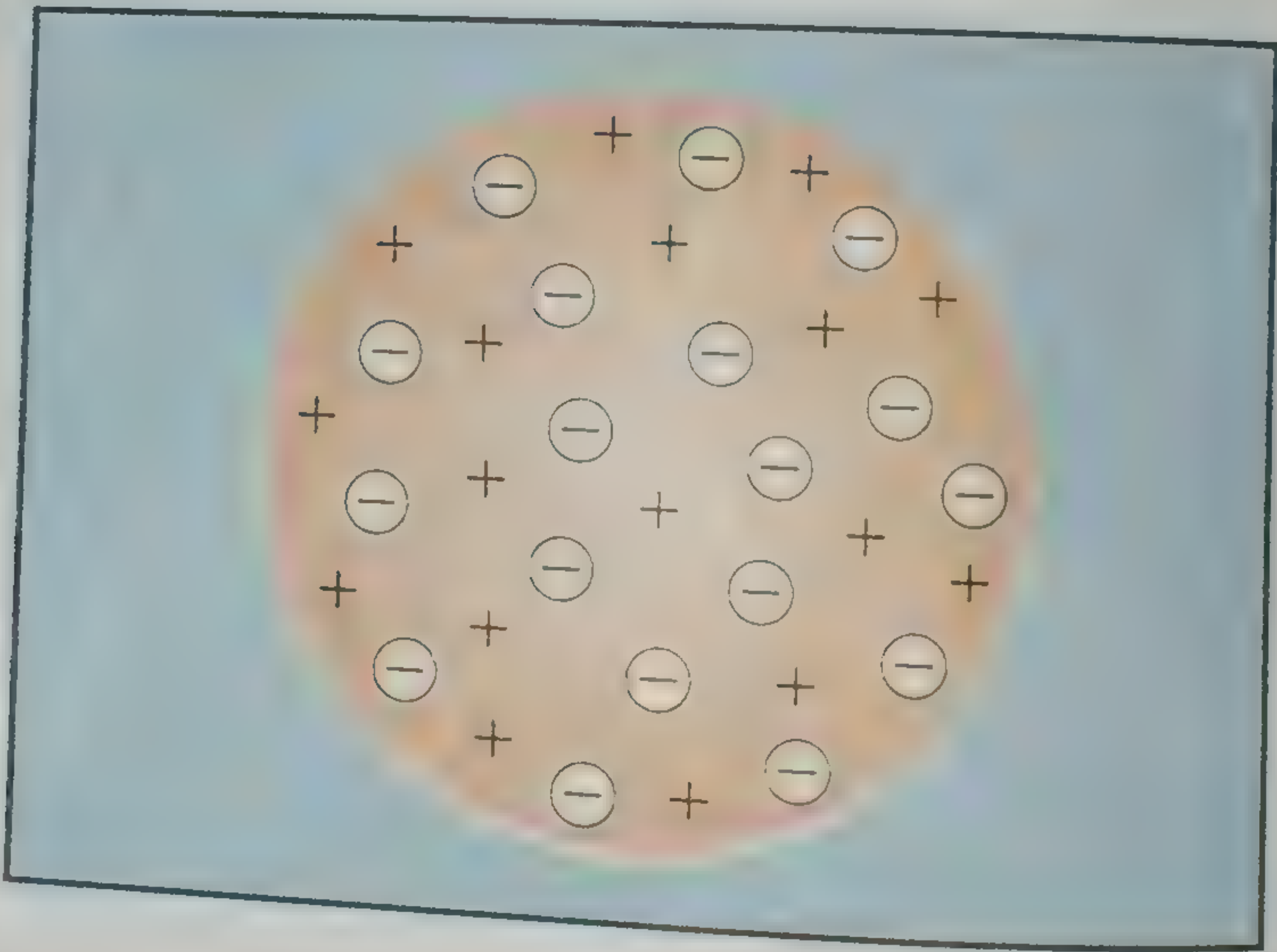
Histórico

Leucipo e Demócrito admitiam que a matéria era descontínua e formada por partículas maciças, muito pequenas e indivisíveis; porém, só no século XIX, Dalton, baseado em dados experimentais, retomou as idéias de átomo e formulou a Teoria Atômica: “O átomo é maciço e indivisível; átomos de um mesmo elemento são iguais; nas transformações químicas os átomos separam-se e juntam-se posteriormente formando novos grupos atômicos, dando origem a substâncias químicas diferentes”.

Estudando o comportamento da matéria, Gay-Lussac relacionou volumes de substâncias gasosas que participam de uma reação química e formulou as leis volumétricas. Para justificar essas leis, Avogadro criou o conceito de molécula. A nova teoria ficou conhecida como Teoria Atômico-Molecular de Dalton-Avogadro: “O átomo é maciço e indivisível; moléculas de uma mesma substância são formadas pelo mesmo número de átomos dos mesmos elementos; nas transformações químicas, os átomos das moléculas separam-se e juntam-se formando novas moléculas”.

As experiências com descarga elétrica em gases rarefeitos permitiram, no final do século XIX, a descoberta de novas partículas, os *prótons* (positivos) e os *elétrons* (negativos). Eles se mostraram menores do que o átomo e presentes na estrutura da matéria. Assim, concluiu-se que o átomo era divisível.

Surge, então, um novo modelo para o átomo: o modelo atômico de Thomson. Nele o átomo é maciço, formado de massa positiva impregnada de partículas negativas, os elétrons.



Os elétrons estão incrustados na massa elétrica positiva.

No início do século XX, Rutherford, surpreso com os resultados obtidos em experimentos com radiatividade, criou para o átomo um modelo nuclear. Ele foi aperfeiçoado até chegarmos ao modelo atual.

Vamos estudar o modelo de Rutherford e outros que contribuíram para a elaboração do modelo atual.

Modelo atômico de Rutherford

No início do século XX já era conhecida a radiatividade, isto é, sabia-se que certas substâncias tinham a propriedade de emitir espontaneamente radiações do tipo alfa (α), beta (β) e gama (γ).

QUÍMICA GERAL

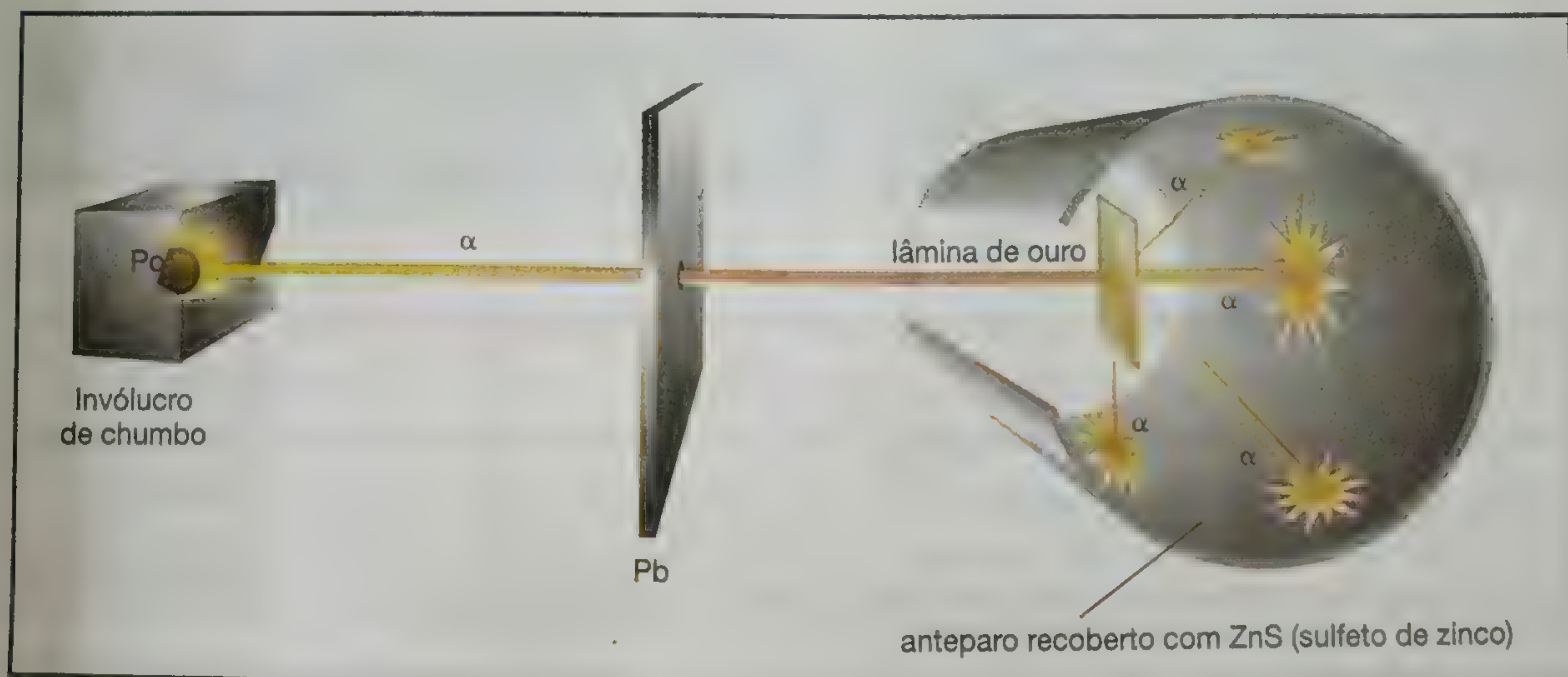
Veja algumas características das radiações:

RADIAÇÕES	NATUREZA	VELOCIDADE POSSÍVEL	PODER DE PENETRAÇÃO	DESVIO DE UM CAMPO ELÉTRICO
α (compostas por dois prótons e dois nêutrons)	Partículas positivas	20 000 km/s	Não conseguem atravessar uma folha de papel mais espessa que 0,06 mm de espessura.	São atraídas por campo elétrico negativo.
β (são semelhantes aos elétrons)	Partículas negativas	95% da velocidade da luz: 290 000 km/s	50 a 100 vezes superior ao da partícula α . Atravessam uma lâmina de Al de 5 mm de espessura e chapa de Pb de 1 mm de espessura.	São atraídas por campo elétrico positivo.
γ (assemelham-se aos raios X; não possuem carga ou massa)	Ondas eletromagnéticas	Velocidade igual à da luz: 300 000 km/s	Alto poder de penetração. Atravessam chapas de aço de 30 cm de espessura.	Não são atraídas.

Sabendo que o polônio tinha propriedade de emitir radiações α , Rutherford realizou uma experiência a fim de comprovar o modelo atômico de Thomson.

Nela, Rutherford encerrou o polônio dentro de uma caixa de chumbo dotada de um orifício. O feixe de radiação α obtido foi projetado sobre uma lâmina finíssima de ouro envolvida num recipiente revestido de material fluorescente, o sulfeto de zinco, que permite visualizar o local sobre o qual incidem as partículas α , invisíveis a olho nu.

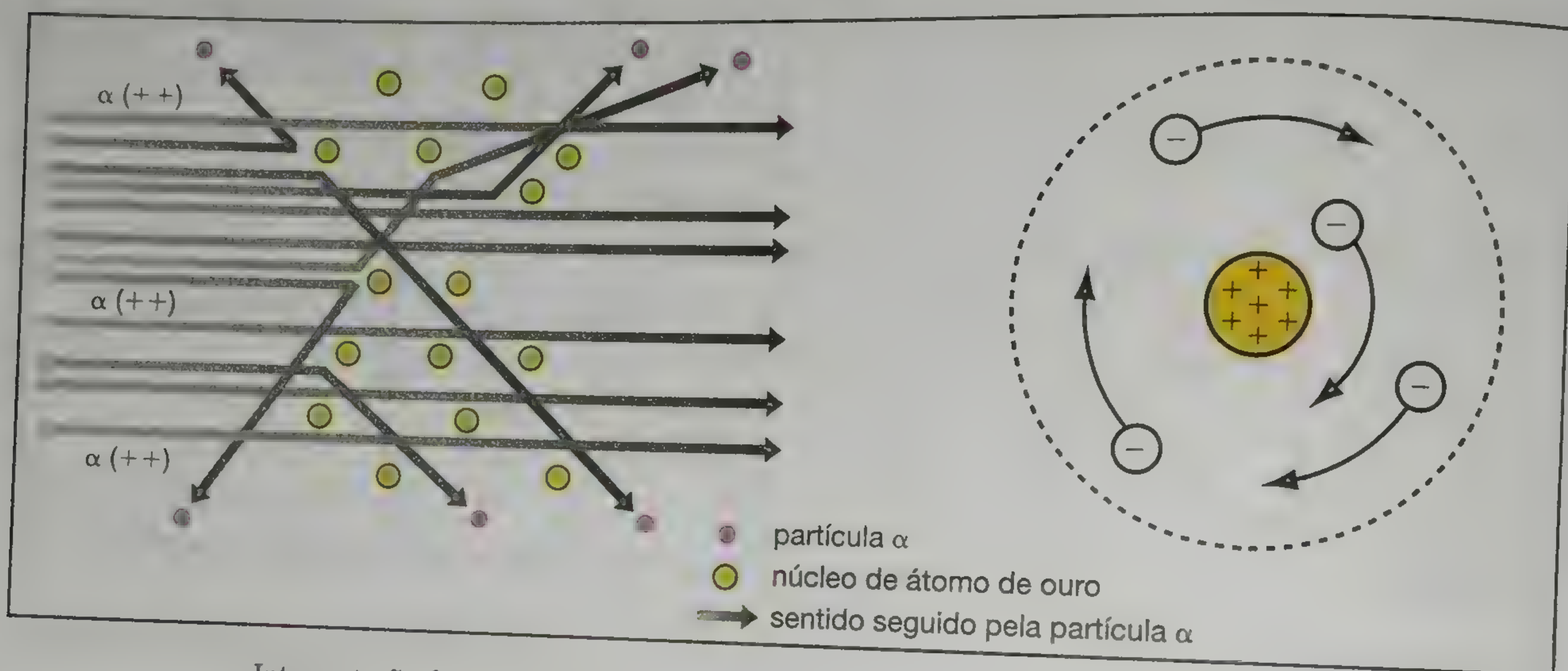
Observou-se que a grande maioria delas passava como se não houvesse uma lâmina em seu caminho. Poucas foram desviadas e somente algumas (cerca de uma para cada 10 000 a 100 000) voltavam.



Esses fatos mostraram que o átomo não corresponde ao modelo sugerido por Thomson.

Com base nos resultados observados na experiência, Rutherford deduziu que os átomos não podem ser maciços, mas, ao contrário, possuem um grande espaço vazio, pois a maioria das partículas α conseguiu atravessar a lâmina de ouro. As poucas partículas desviadas passaram muito próximas às regiões positivas, onde se concentram os prótons que provocaram repulsão e desvio de partículas α . Essas regiões foram denominadas *núcleos*.

Experimentalmente, Rutherford concluiu que o raio do núcleo é de 10 000 a 100 000 vezes menor que o raio do átomo e que está rodeado por uma região denominada *eletrosfera*. Nessa região os elétrons estão girando ao redor do núcleo.



Interpretação do resultado da experiência de Rutherford.

Modelo atômico de Rutherford.

Rutherford previu também a existência de mais um tipo de partícula que devia encontrar-se no núcleo. Efetivamente, em 1932, Chadwick comprovou a existência dessa partícula, que foi chamada *nêutron* por não possuir carga elétrica.

As partículas fundamentais que entram na constituição do átomo são, portanto: prótons, nêutrons e elétrons. Os prótons e os nêutrons localizam-se no núcleo e os elétrons, na eletrosfera.

As características dessas partículas podem ser resumidas como no quadro abaixo:

PARTÍCULAS	MASSA ABSOLUTA (g)	CARGA ABSOLUTA EM COULOMB (C)	MASSA RELATIVA	CARGA RELATIVA
Próton	$1,6 \cdot 10^{-24}$	$+1,6 \cdot 10^{-19}$	1	+1
Nêutron	$1,6 \cdot 10^{-24}$	zero	1	0
Elétron	$9,1 \cdot 10^{-28}$	$-1,6 \cdot 10^{-19}$	$\frac{1}{1840}$	-1

Observa-se que a massa do átomo está praticamente concentrada no seu núcleo.

exercícios

- Qual a função do sulfeto de zinco utilizado na experiência de Rutherford?
- Dê as principais partículas subatômicas e suas características elétricas.
- Qual a natureza elétrica:
 - do núcleo atômico?
 - da eletrosfera de um átomo?
- A massa do próton é aproximadamente:
 - igual à massa do elétron.
 - 1 840 vezes a massa do nêutron.
 - 1/1 840 vezes a massa do elétron.
 - 1 840 vezes a massa do elétron.
 - n.d.a.
- Por que Rutherford colocou o material radiativo, Po, dentro de um recipiente de chumbo?
- Por que Rutherford, na sua experiência, usou uma fina lâmina de ouro e não uma barra de ouro?

Modelo atômico de Böhr

No fim do século XIX, já se conheciam alguns tipos de energia radiante como luz, raios X, raios γ , que são ondas eletromagnéticas. Essas ondas são caracterizadas pelo comprimento (λ) e pela frequência (f), que varia de 1 a 10^{23} hertz. A região da luz visível fica na faixa de 10^{19} hertz.

Segundo o modelo de Rutherford, os elétrons giram ao redor do núcleo. De acordo com a mecânica clássica, cargas elétricas em movimento emitem energia radiante. Assim, o elétron deveria emitir energia e descrever uma trajetória espiralada devido à atração do núcleo, mas isso não acontece.

Para explicar esse fato, o cientista Niels Böhr utilizou-se da Teoria Quântica de Planck, que considerava que a energia radiante se propagava de modo descontínuo, como se fosse "pacotes de energia", denominados *quantum*. Por exemplo: o *quantum* de energia luminosa de cor vermelha é diferente do *quantum* de energia luminosa de cor amarela.

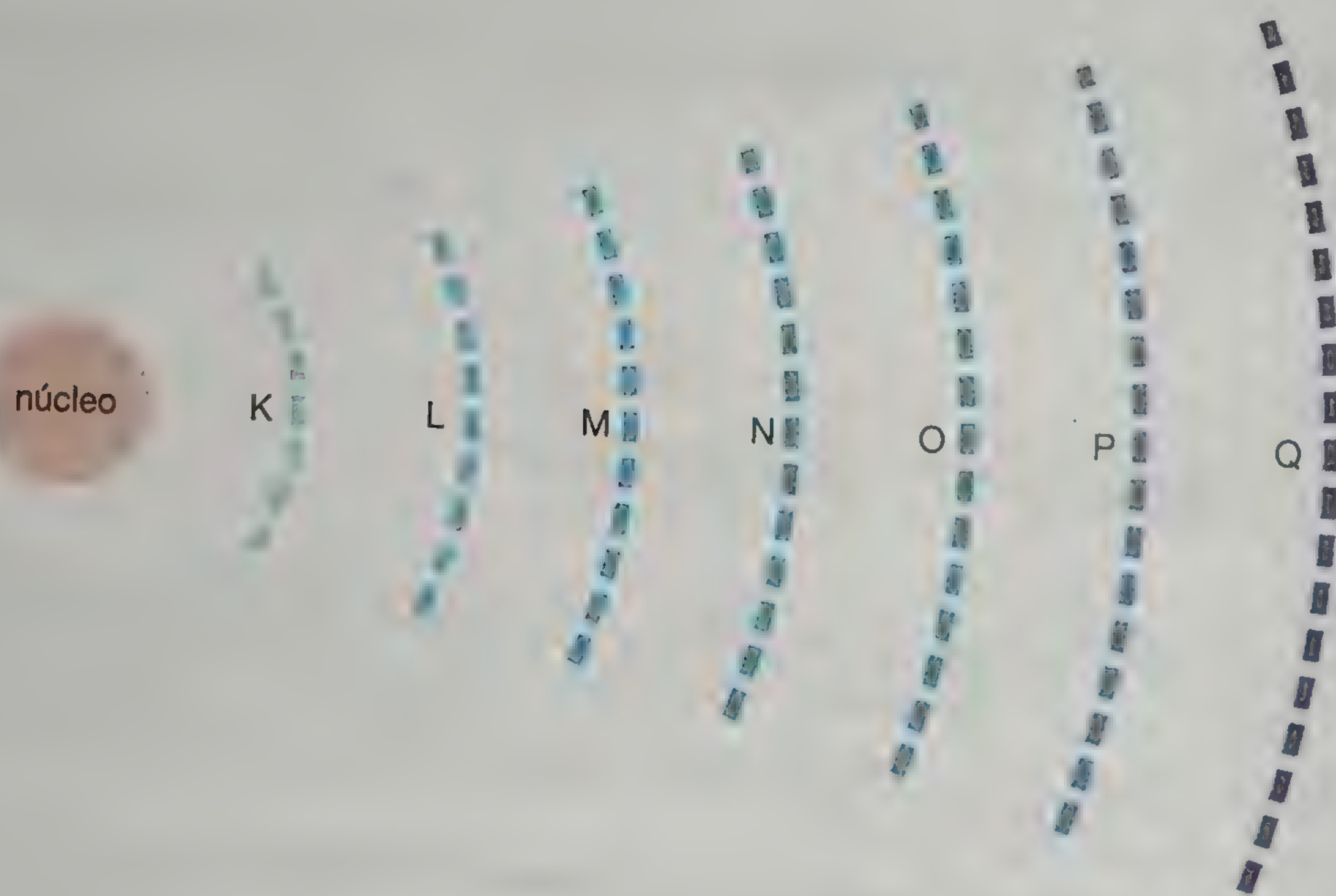
Estudando a luz solar ou a luz de uma lâmpada comum (luz branca), verificou-se que elas são formadas por várias cores, pois, ao passarem por um prisma de difração, resultaram o que se chama de espectro contínuo da luz branca (é o que acontece na formação do arco-íris).



Espectro de luz branca.

Böhr, por meio de estudos feitos com o hidrogênio, relacionou a energia dos elétrons com a Teoria Quântica de Planck. Dessa forma, elaborou um modelo de átomo que se fundamenta nos seguintes postulados:

- A eletrosfera do átomo está dividida em regiões denominadas camadas eletrônicas, onde os elétrons giram em órbitas circulares de modo que tenham uma energia constante, ou seja, não perdem nem ganham energia. As camadas são K, L, M, N, O, P, Q, a partir do núcleo.



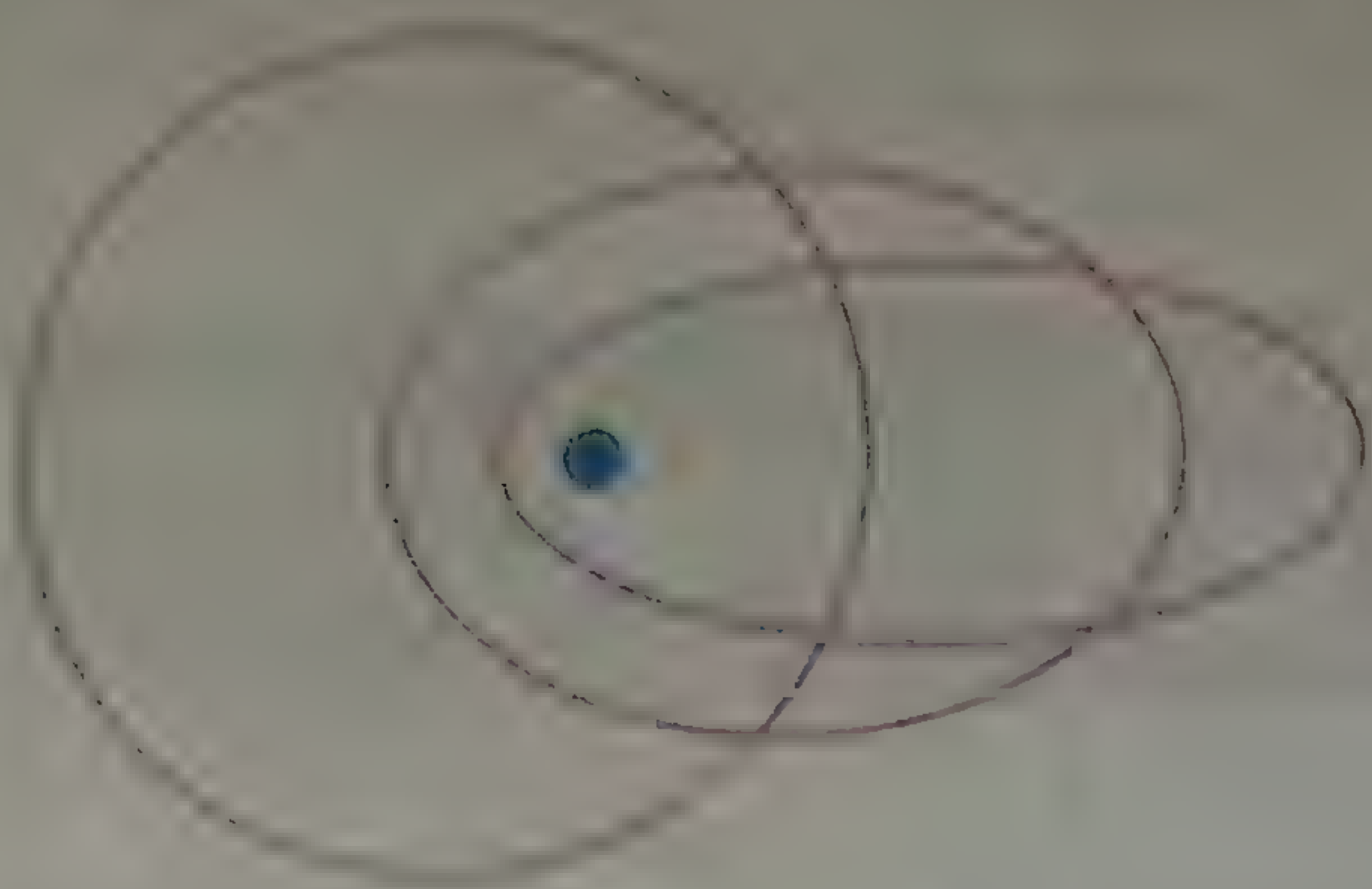
- Se um elétron recebe energia suficiente, ele pula para uma camada mais externa; dizemos que passou para um estado excitado (estado ativado).
- No estado excitado, o elétron tende a voltar para a camada de origem, devolvendo a energia recebida na forma de energia radiante, principalmente luz.

Modelo atômico de Sommerfeld

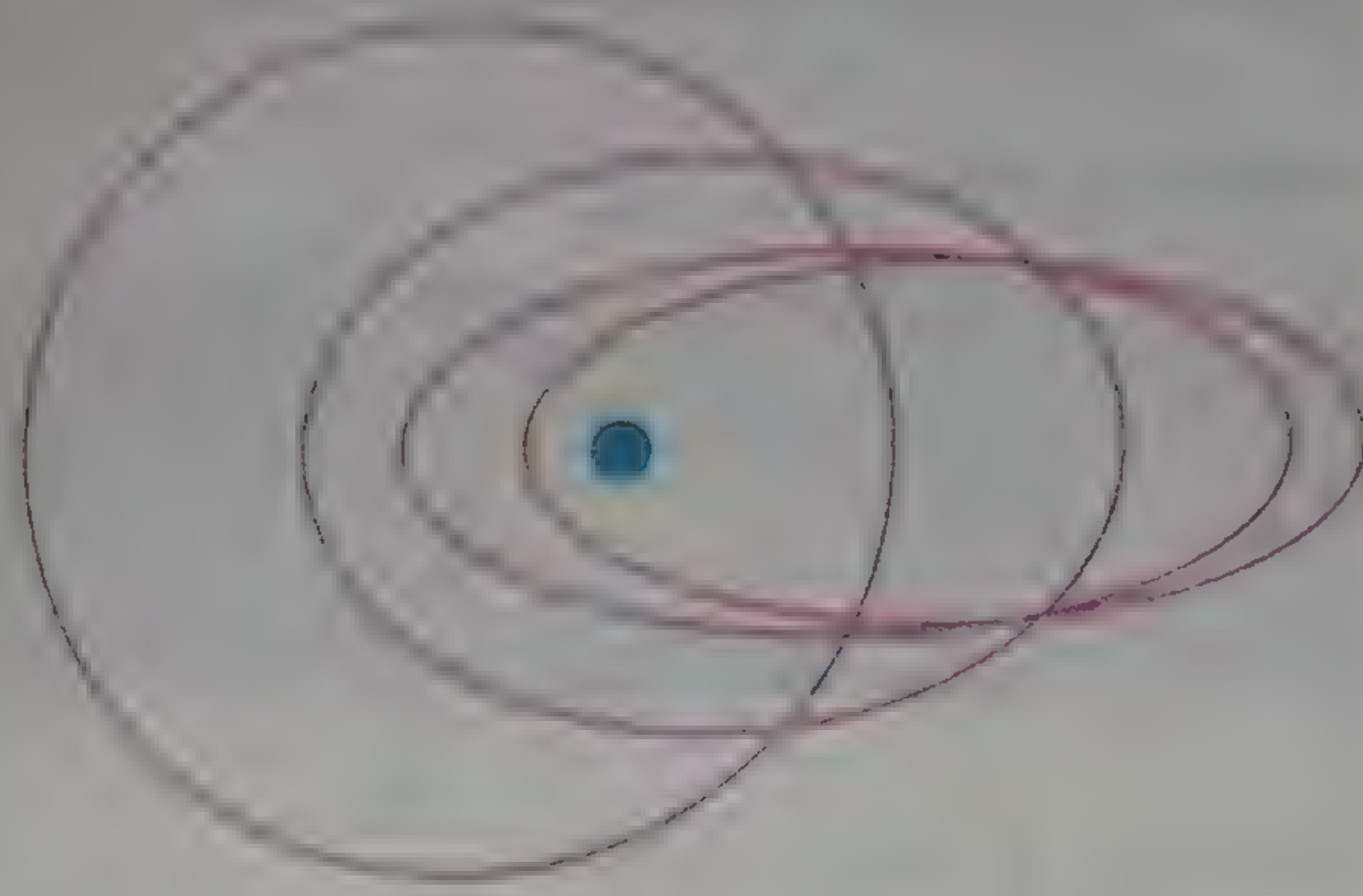
Sommerfeld, estudando espectros de emissão de luz de outros elementos, verificou que estes eram mais complexos, não sendo possível justificá-los admitindo camadas formadas apenas por órbitas circulares.

QUÍMICA GERAL

Ele concluiu que em uma camada eletrônica havia uma órbita circular e $(n - 1)$ órbitas elípticas, em que n é o número de camadas. Por exemplo: na 4ª camada (N) havia uma órbita circular e três órbitas elípticas.



Órbitas de Sommerfeld para a camada M.



Órbitas de Sommerfeld para a camada N.

O elétron teria uma quantidade de energia determinada pela distância que tem do núcleo e outra, pelo tipo de órbita descrita.

EXERCÍCIOS

7. De acordo com os modelos de Böhr e Sommerfeld, como eram as órbitas dos elétrons?
8. Segundo o modelo de Sommerfeld, quantas órbitas circulares e quantas órbitas elípticas formavam a 4ª e a 5ª camadas?
9. Com base no modelo de Böhr:
 - a) Onde estão localizados os elétrons?
 - b) Qual a condição para um elétron permanecer em uma determinada camada?
 - c) O que acontece com um elétron quando recebe energia?
 - d) O que acontece com o elétron quando está no estado ativado?
10. (FCC-SP) Se um elétron move-se de um nível de energia para outro mais afastado do núcleo do mesmo átomo, pode-se afirmar que:
 - a) há emissão de energia.
 - b) há absorção de energia.
 - c) não há variação de energia.
 - d) há emissão de luz de um determinado comprimento de onda.
 - e) o número atômico varia.

Modelo atômico atual

Vamos estudar a constituição do átomo — núcleo e eletrosfera —, considerando as partículas subatômicas: prótons, nêutrons e elétrons.

O núcleo e a caracterização do átomo

Para se conhecer as principais características da constituição de um átomo, devemos identificar seu número atômico e seu número de massa. Esses valores referem-se às partículas encontradas no núcleo: prótons e nêutrons.

Número atômico (Z)

É o número de prótons presentes no átomo.

$$Z = p$$

Para cada tipo de átomo, temos um determinado valor de número atômico. Cada valor identifica um elemento químico.

Atualmente, conhecemos números atômicos até o valor 112.

O átomo eletricamente neutro apresenta número de prótons igual ao número de elétrons.

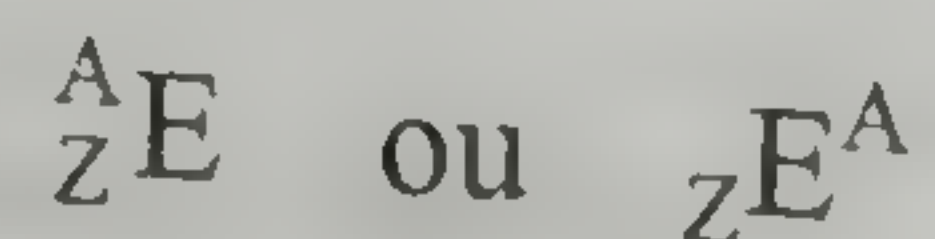
Número de massa (A)

É obtido pela soma do número de prótons e nêutrons.

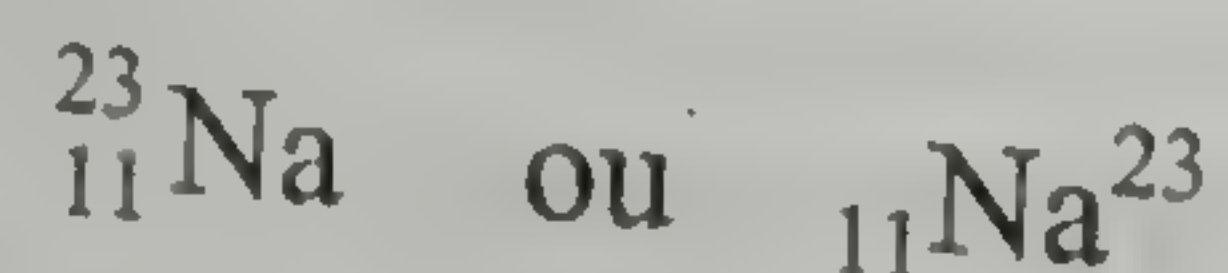
$$A = p + n$$

O número de nêutrons é, muitas vezes, igual ao número de prótons do átomo ou maior que ele. Isso não ocorre no átomo de hidrogênio, em que $Z = 1$ e $A = 1$.

Para caracterizar o átomo de determinado elemento químico (E), foi convencionalizado que o número atômico e o número de massa serão indicados junto ao seu símbolo:



Por exemplo: seja o átomo de sódio de $Z = 11$ e massa $A = 23$, sua representação será:



Dependendo dos valores de Z e A , os átomos podem ser classificados em isótopos, isóbaros e isótonos.

Isótopos, isóbaros e isótonos

Isótopos

São átomos de mesmo número atômico e diferente número de massa. Os isótopos possuem propriedades químicas semelhantes, pois são átomos de um mesmo elemento químico.

A seguir estão relacionados os dados de alguns elementos químicos, com base na produção de energia nuclear.

Elemento	Isótopos	Potencial de ocorrência
Hidrogênio	H-1 (próton)	99,98%
	H-2 (deutério)	0,02%
	H-3 (trítio)	1 · 10 ⁻¹⁰
Carbono	C-12 (estável)	99,76%
	C-13 (estável)	0,01%
	C-14 (radioativo)	0,20%
Oxigênio	O-16 (estável)	98,9%
	O-17 (estável)	0,04%
	O-18 (estável)	0,02%
Enxofre	S-32 (estável)	95,02%
	S-34 (estável)	4,21%
	S-36 (estável)	0,02%
	S-38 (estável)	0,01%

A maior parte dos elementos químicos é formada de isótopos.
Os isótopos radiativos têm grande aplicação prática no tratamento de certos tipos de câncer e na produção de energia nuclear, entre outras.

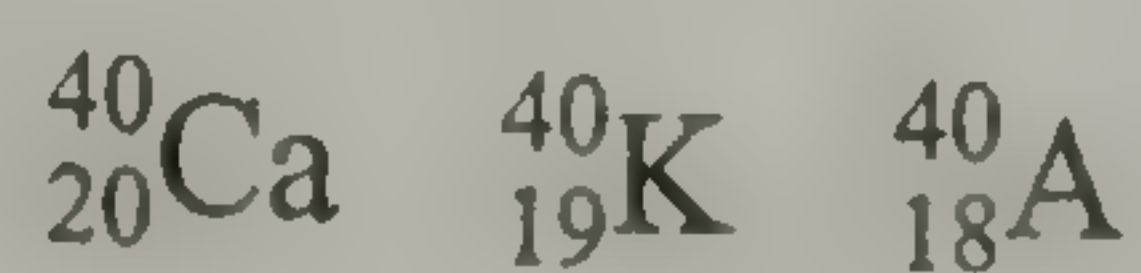
Na tabela, estão relacionados alguns exemplos:

ELEMENTO QUÍMICO	ISÓTOPOS	PORCENTAGEM DE OCORRÊNCIA (%)	FORMA MAIS ESTÁVEL	APLICAÇÕES (ALGUNS DOS ISÓTOPOS MENOS ABUNDANTES)
Hidrogênio	^1_1H prótio	99,96	^1_1H , prótio	Deutério: usado em reatores nucleares. Trítio radiativo: estudo do movimento das massas oceânicas e subterrâneas de água.
	^2_1H deutério	0,04		
	^3_1H trítio	$1 \cdot 10^{-7}$		
Oxigênio	$^{16}_8\text{O}$ isótopo 16 do oxigênio	99,76	$^{16}_8\text{O}$	$^{18}_8\text{O}$ utilizado em pesquisas para determinar o mecanismo de reações químicas.
	$^{17}_8\text{O}$ isótopo 17 do oxigênio	0,04		
	$^{18}_8\text{O}$ isótopo 18 do oxigênio	0,20		
Carbono	$^{12}_6\text{C}$ isótopo 12 do carbono	98,9	$^{12}_6\text{C}$	$^{14}_6\text{C}$ radiativo, usado para determinar a idade de fósseis.
	$^{13}_6\text{C}$ isótopo 13 do carbono	1,1		
	$^{14}_6\text{C}$ isótopo 14 do carbono	variável		

Isóbaros

São átomos de diferentes elementos químicos, mas que possuem o mesmo número de massa. Não possuem semelhanças em suas propriedades químicas por terem diferentes números atômicos.

Exemplos:



Isótonos

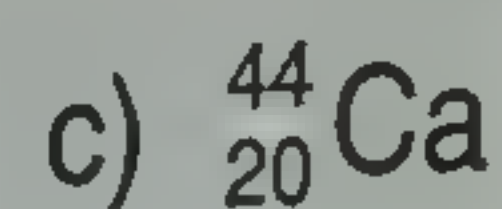
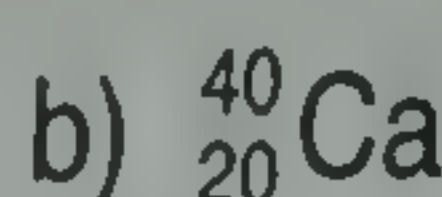
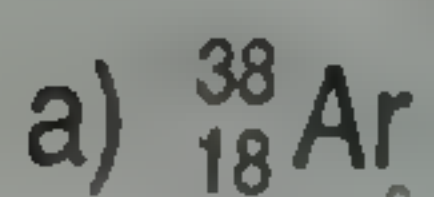
São átomos de diferentes elementos químicos que possuem o mesmo número de nêutrons.

Exemplos:

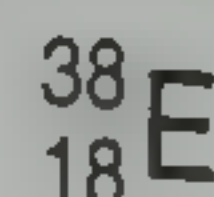
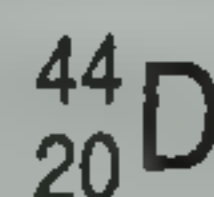
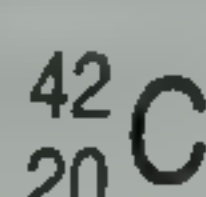
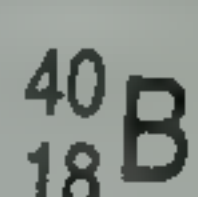
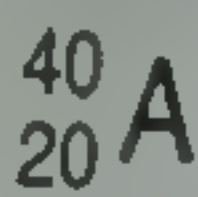


EXERCÍCIOS

11. Dê o número atômico, o número de prótons, nêutrons e elétrons e o número de massa dos elementos:



12. Têm-se os seguintes átomos:



a) Quais são isótopos?

b) Quais são isóbaros?

c) Quais são isótonos?

13. O elemento ${}^{42}_{20}\text{A}$ é isótopo do elemento B, que tem 20 nêutrons. B é isóbaro do elemento C. Sabendo-se que C tem 18 prótons, diga:

a) o número atômico dos 3 elementos;

b) o número de massa e o número de nêutrons dos três elementos;

c) qual é o isótono de C.

14. (UEMG) Dada a tabela:

SÍMBOLOS ARBITRÁRIOS	A	B	C	D	E
Número atômico (Z)	X	Y	F	Y	W
Número de massa (A)	h	ℓ	m	g	ℓ

São isótopos e isóbaros, respectivamente:

a) A e B; C e D.

b) B e C; D e E.

c) B e D; B e E.

d) B e E; A e D.

e) D e E; B e C.


15. (UFC) Conhecem-se os seguintes dados referentes aos átomos A, B e C:


- a) A tem número atômico 14 e é isóbaro de B.
- b) B tem número atômico 15 e número de massa 30, sendo isótopo de C.
- c) A e C são isótonos entre si.

Qual o número de massa de C?

Eletrôesfera – distribuição eletrônica com base nos níveis e subníveis de energia

Dados experimentais levaram a concluir que os elétrons estão distribuídos na eletrôesfera em níveis e subníveis energéticos (camadas e subcamadas eletrônicas, respectivamente).

Camadas	K, L, M, N, O, P, Q						
Níveis energéticos	1	2	3	4	5	6	7
 energia crescente							

Subníveis energéticos	s, p, d, f,						
 energia crescente							

De acordo com esses dados, temos os seguintes níveis e respectivos subníveis:

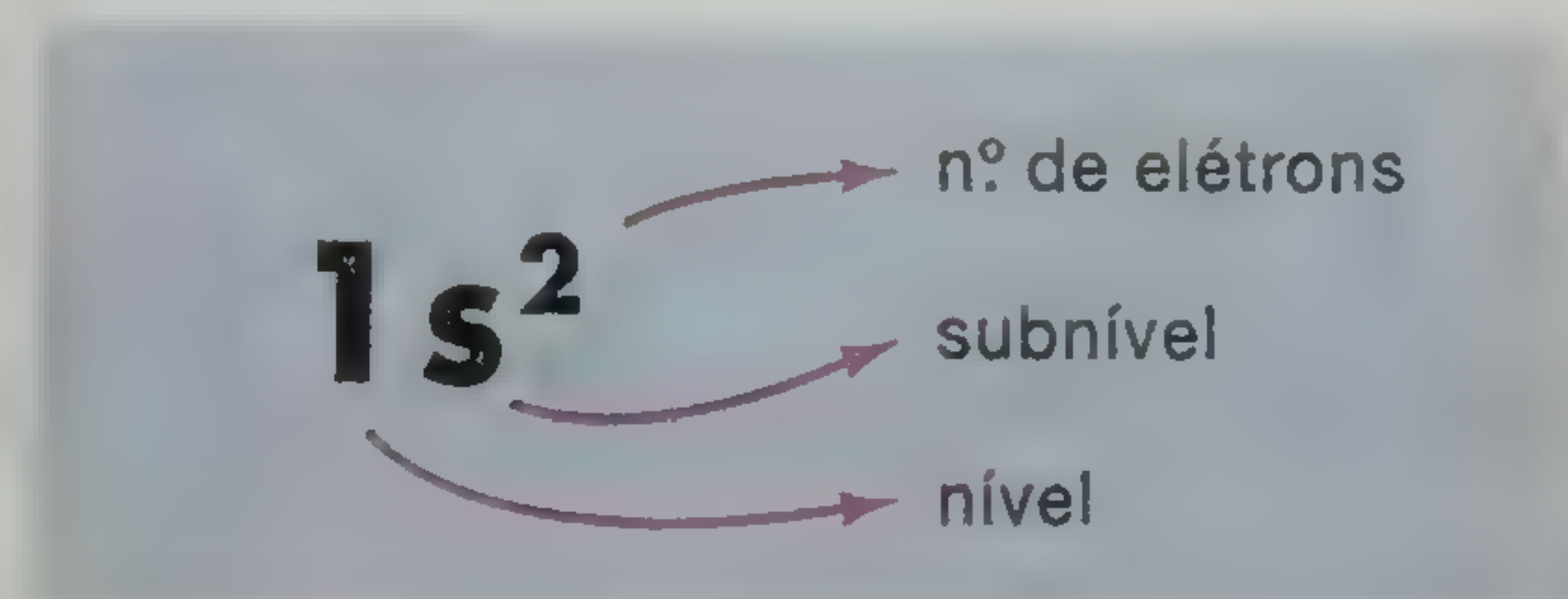
Níveis de energia	1	2	3	4	5	6	7
Subníveis de energia	s	s, p	s, p, d	s, p, d, f	s, p, d, f	s, p, d	s

47

Cada tipo de subnível apresenta uma determinada quantidade máxima de elétrons:

$$s = 2 \quad p = 6 \quad d = 10 \quad f = 14$$

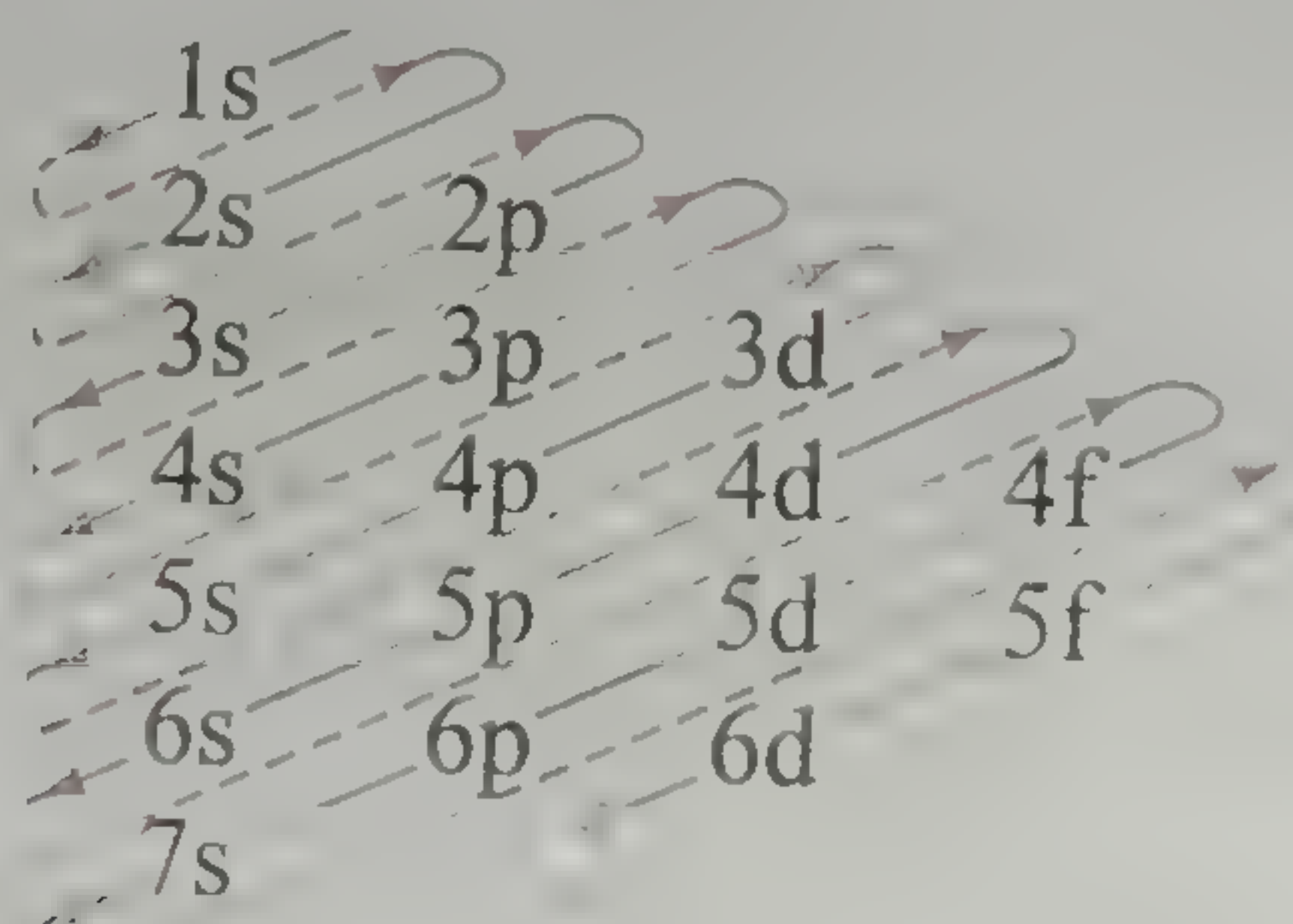
Vamos representar, na tabela a seguir, o número máximo de elétrons nos níveis e subníveis energéticos. A simbologia utilizada foi:



NÍVEL	SUBNÍVEL	REPRESENTAÇÃO DO NÚMERO MÁXIMO DE ELÉTRONS	
		no subnível	no nível
1	1s	$1s^2$	2
2	2s 2p	$2s^2 2p^6$	8
3	3s 3p 3d	$3s^2 3p^6 3d^{10}$	18
4	4s 4p 4d 4f	$4s^2 4p^6 4d^{10} 4f^{14}$	32
5	5s 5p 5d 5f	$5s^2 5p^6 5d^{10} 5f^{14}$	32
6	6s 6p 6d	$6s^2 6p^6 6d^{10}$	18
7	7s	$7s^2$	2

Diagrama de Linus Pauling

Segundo Linus Pauling, o átomo no estado fundamental apresenta elétrons distribuídos em ordem crescente de energia, ou seja, os elétrons ocupam primeiramente os subníveis de menor energia. Essa ordem nos subníveis pode ser observada pelo diagrama de Pauling.



48

Cada subnível é sucessivamente preenchido com o número máximo de elétrons de acordo com a ordem obtida, percorrendo-se as diagonais de cima para baixo. Obtém-se, portanto, a seguinte ordem:

1s 2s 2p 3s 3p 4s 3d 4p 5s 4d 5p 6s 4f 5d 6p 7s 5f 6d

Vamos determinar a distribuição eletrônica dos átomos que possuem:

$Z = 16$

- na ordem crescente de energia: $\frac{1s^2}{2} \frac{2s^2 2p^6}{8} \frac{3s^2 3p^4}{6}$
- nos níveis:

$Z = 22$

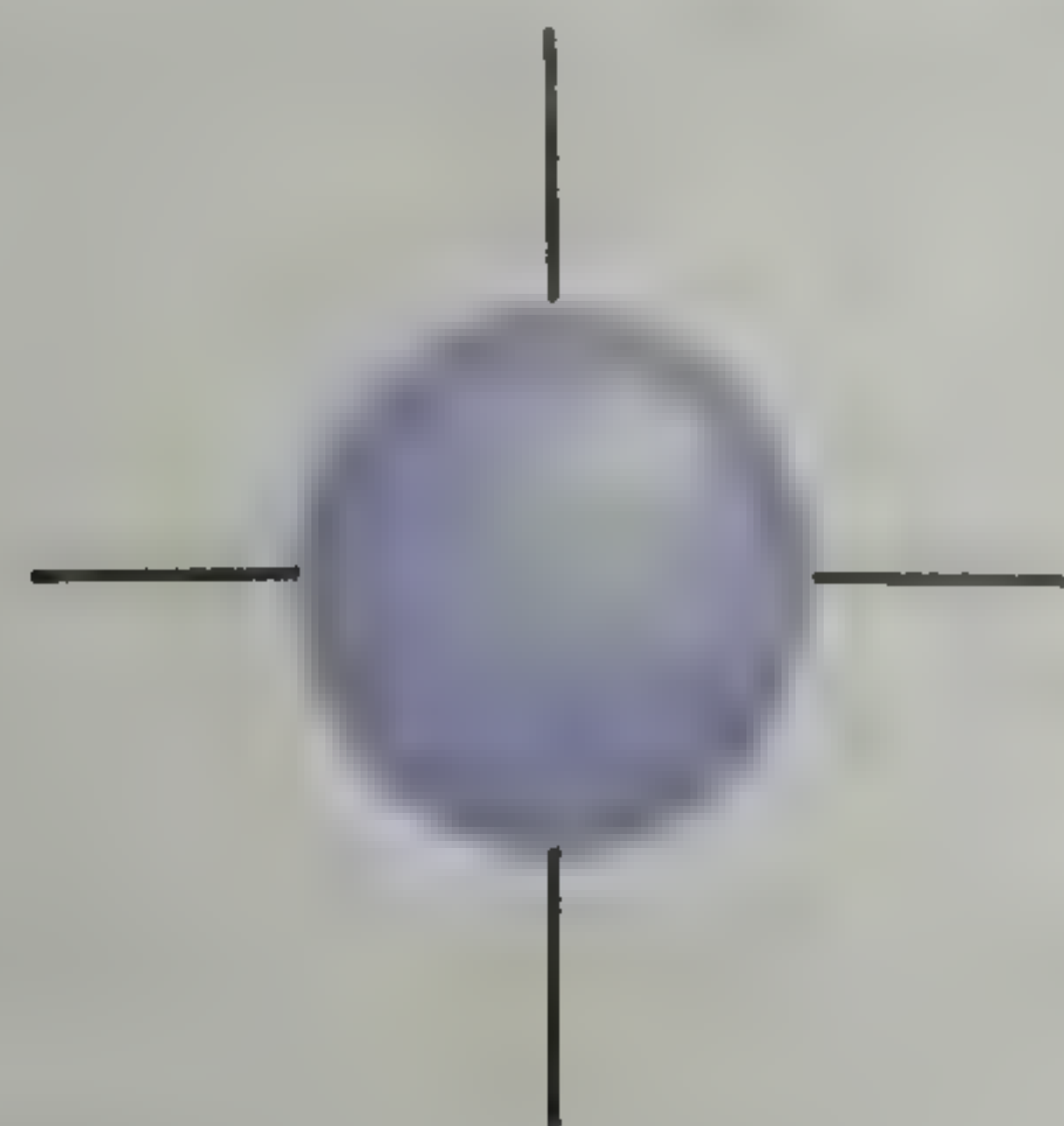
- na ordem crescente de energia:
- agrupando os subníveis de um mesmo nível: $\frac{1s^2}{2} \frac{2s^2 2p^6}{8} \frac{3s^2 3p^6 4s^2}{10} \frac{3d^2}{2}$
- nos níveis:

16. Coloque em ordem crescente de energia os subníveis: 4p, 4d, 4f, 5s e 6s.
17. Dê a distribuição eletrônica em subníveis e níveis de energia dos elementos cujos números atômicos são:
- a) $Z = 18$ c) $Z = 35$
b) $Z = 28$ d) $Z = 56$
18. O átomo apresenta 18 elétrons no terceiro nível energético. Distribua esses elétrons nos subníveis energéticos correspondentes a esse nível.
19. O átomo de um elemento apresenta, nos níveis energéticos, os seguintes números de elétrons: 2, 8, 14, 2. Distribua esses elétrons nos subníveis energéticos correspondentes.
20. (UEL-PR) Em quais níveis de energia (n) o Césio apresenta 18 elétrons?
Dado: $Z_{\text{Cs}} = 55$.
- a) 2 e 3 c) 2 e 5 e) 3 e 5
b) 2 e 4 d) 3 e 4
21. (Unesp-SP) Um átomo tem número de massa 31 e 16 nêutrons. Qual o número de elétrons no seu nível mais externo?
- a) 2 c) 5 e) 8
b) 4 d) 3

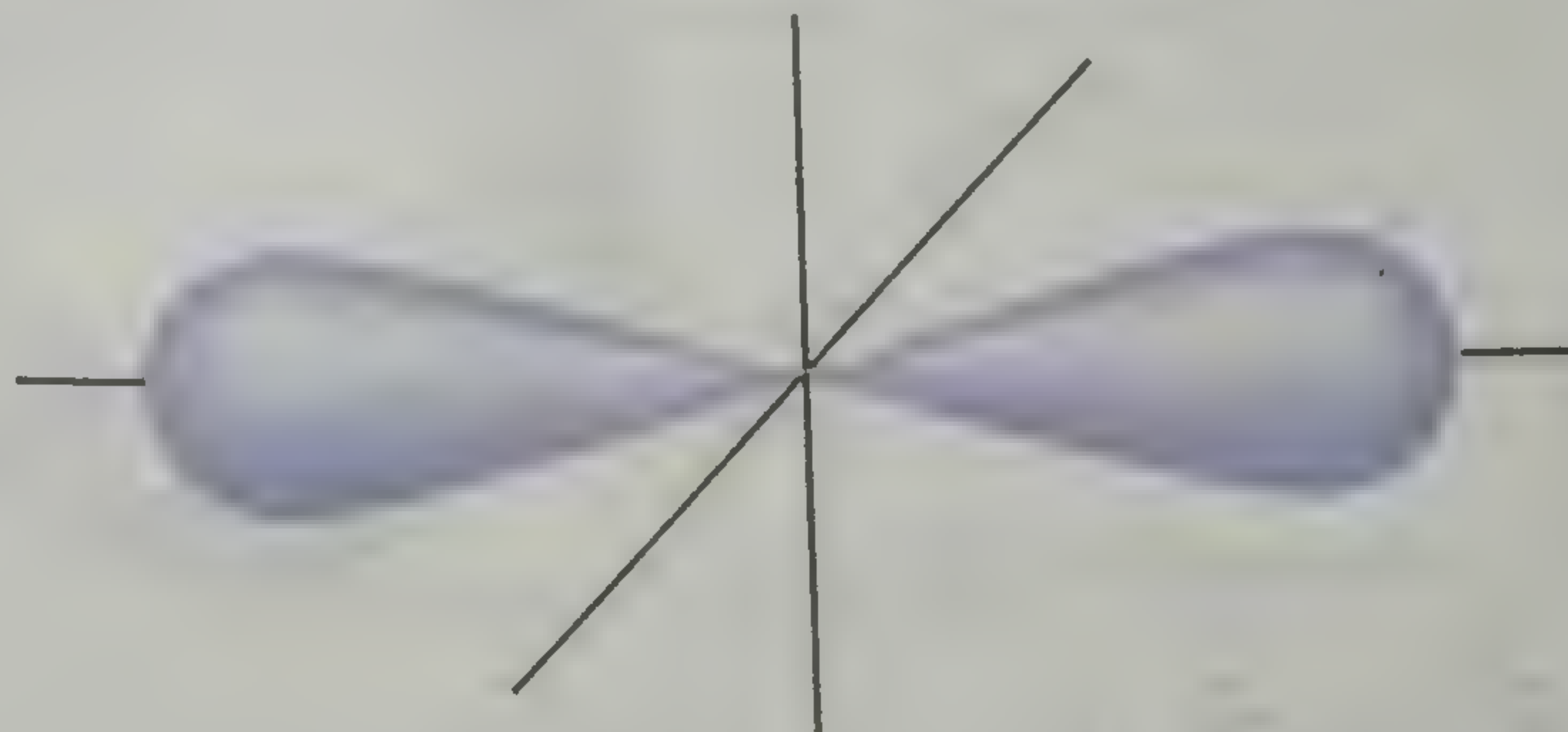
49

trons

De acordo com as teorias de Böhr e de Sommerfeld, associou-se o elétron à energia quântica. Pela teoria de De Broglie, em 1924, foi-lhe atribuído um caráter ondulatório. O elétron passa a ter, então, um caráter duplo de partícula e onda. Como onda, não se pode determinar simultaneamente a velocidade e a posição do elétron (Princípio da Incerteza de Heisenberg). Uma vez que o elétron não pode ser localizado com precisão, fala-se então de regiões de probabilidade. Define-se *orbital* a região de maior probabilidade de se encontrar elétrons.



Orbital s.



Orbital p.

A localização do elétron na eletrosfera pode ser feita pelos números quânticos. São eles: o principal, o secundário, o magnético e o spin.

• Número quântico principal

É representado pela letra n , indicando o nível de energia do elétron. Os valores de n são números inteiros que teoricamente variam de 1 a n e, na prática, de 1 a 7. Os níveis energéticos estão relacionados com as camadas eletrônicas:

	K	L	M	N	O	P	Q
camadas							
níveis energéticos	1	2	3	4	5	6	7

A energia do elétron nos níveis aumenta à medida que ele se afasta do núcleo.

• Número quântico secundário

É representado pela letra ℓ , indicando o subnível de energia do elétron. Os valores de ℓ são números inteiros que, teoricamente, variam de 0 a $(n - 1)$, em que n representa o nível de energia considerado. Na prática, conhecem-se apenas 4 valores para ℓ :

$\ell = 0$ subnível s (*sharp*)

$\ell = 2$ subnível d (*diffuse*)

$\ell = 1$ subnível p (*principal*)

$\ell = 3$ subnível f (*fundamental*)

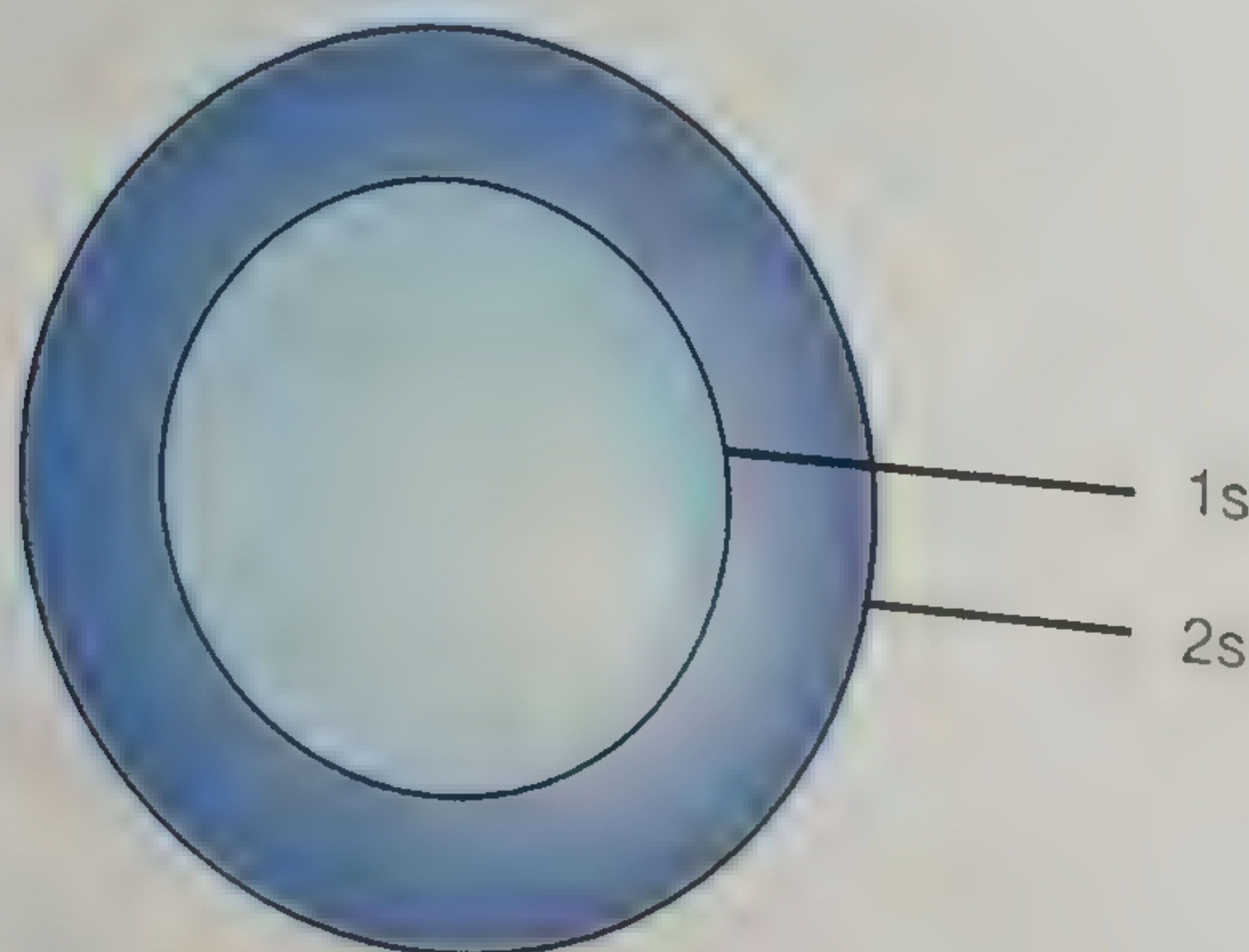
• Número quântico magnético

É representado pela letra m ou m_ℓ , indicando a orientação do orbital no espaço. Cada orientação corresponde a um orbital e, por isso, pelo número de valores de m , determinamos o número de orbitais que formam o subnível.

Os valores de m são números inteiros que variam de $-\ell$ a $+\ell$.

Exemplo:

Sendo $\ell = 0$ e $m = 0$, o subnível s é formado por um orbital de s.



Sendo $\ell = 1$, podemos ter 3 valores para m :

$$\begin{cases} m = -1 \\ m = 0 \\ m = +1 \end{cases}$$

Podem também serem chamados de orbitais s, p, d, f, g, h, i, j, k, l, m, n, o, p, q, r, s, t, u, v, w, x, y, z.

SUBNÍVEL DE ENERGIA	VALORES DE ℓ	VALORES DE m_ℓ
s	0	0
p	1	0, 1, -1
d	2	0, 1, 2, -1, -2
f	3	0, 1, 2, 3, -1, -2, -3

Número quântico spin
Indica a orientação do spin do elétron no orbital. Pode ser +1/2 ou -1/2.

Dessa forma, o subnível p é formado por 3 orbitais.



De modo análogo, podem-se determinar os valores de m para os subníveis d e f e os números de orbitais.

A tabela abaixo relaciona os subníveis de energia com os valores de ℓ , e m com o número de orbitais de cada subnível.

SUBNÍVEL DE ENERGIA	VALORES DE ℓ	VALORES DE m	NÚMERO DE ORBITAIS
s	0	0	1
p	1	-1, 0, +1	3
d	2	-2, -1, 0, +1, +2	5
f	3	-3, -2, -1, 0, +1, +2, +3	7

51

• Número quântico spin

É representado por s ou m_s , indicando o sentido de rotação do elétron em torno do seu eixo. O sentido da rotação pode ser horário ou anti-horário. Os valores do spin são: $-\frac{1}{2}$ e $+\frac{1}{2}$.

A representação dos elétrons no orbital faz-se por meio de setas que indicam o spin. Por convenção, o primeiro elétron é representado por uma seta ascendente (\uparrow) e corresponde ao spin negativo $\left(s = -\frac{1}{2}\right)$; a seta descendente (\downarrow) corresponde ao spin positivo $\left(s = +\frac{1}{2}\right)$.

Elétrons com mesmo spin são chamados paralelos; elétrons com spins opostos são denominados antiparalelos.

EXERCÍCIOS

22. Quais são os possíveis níveis energéticos considerando-se os elementos conhecidos?
23. No nível 4, quais são os subníveis energéticos conhecidos?
24. Quantos orbitais há no subnível energético f ?
25. Quantos orbitais formam o subnível de $\ell = 2$?
26. Quais são os valores possíveis de m quando $\ell = 3$?

Princípio da exclusão de Pauli

“Dois elétrons de um mesmo átomo não podem ter os quatro números quânticos iguais.” Isso significa que cada orbital de um átomo pode ter no máximo *dois* elétrons, desde que apresentem spins contrários.

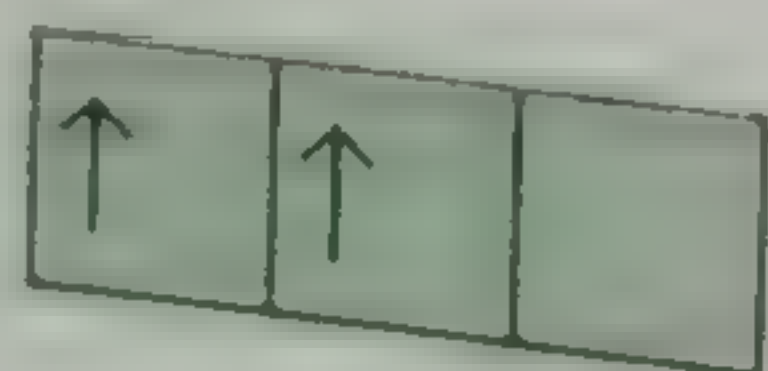
Assim, podemos ter: orbitais vazios, completos e incompletos. Nos incompletos, os elétrons encontram-se desemparelhados.

O número máximo de elétrons em um subnível é calculado multiplicando-se o número de orbitais desse subnível por 2. O número máximo de elétrons em um nível pode ser calculado pela soma do número máximo de elétrons nos seus subníveis.

Princípio de Hund

Para distribuímos os elétrons nos orbitais de um subnível p , d ou f , vamos obedecer ao Princípio de Hund ou da Máxima Multiplicidade: “Sempre que possível, os elétrons de um mesmo subnível ficam desemparelhados”. Isso significa que os elétrons se distribuem um em cada orbital. Só depois que o subnível estiver semicheio, haverá o preenchimento de cada orbital.

Assim, para distribuir 2 elétrons em um subnível p , temos:



Para distribuir 5 elétrons em um subnível p , temos:

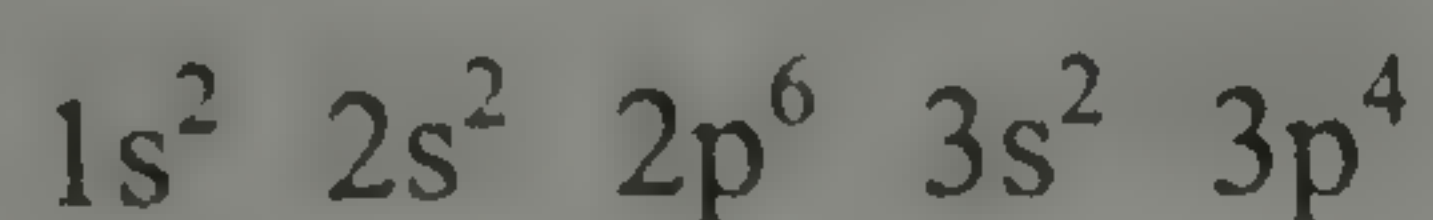


Para distribuir 5 elétrons em um subnível d , temos:

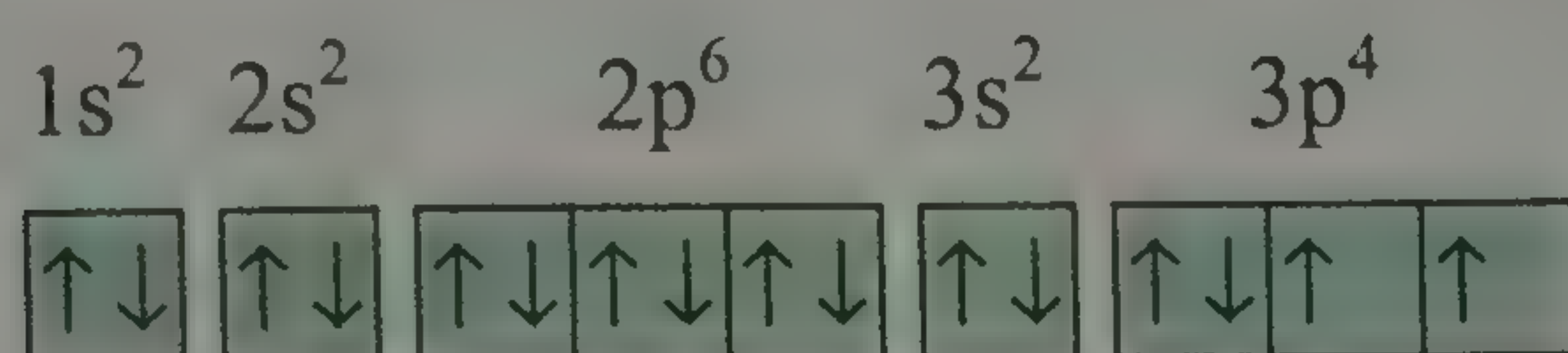


Vamos determinar a distribuição eletrônica do átomo que possui $Z = 16$.

- Na ordem crescente de energia:



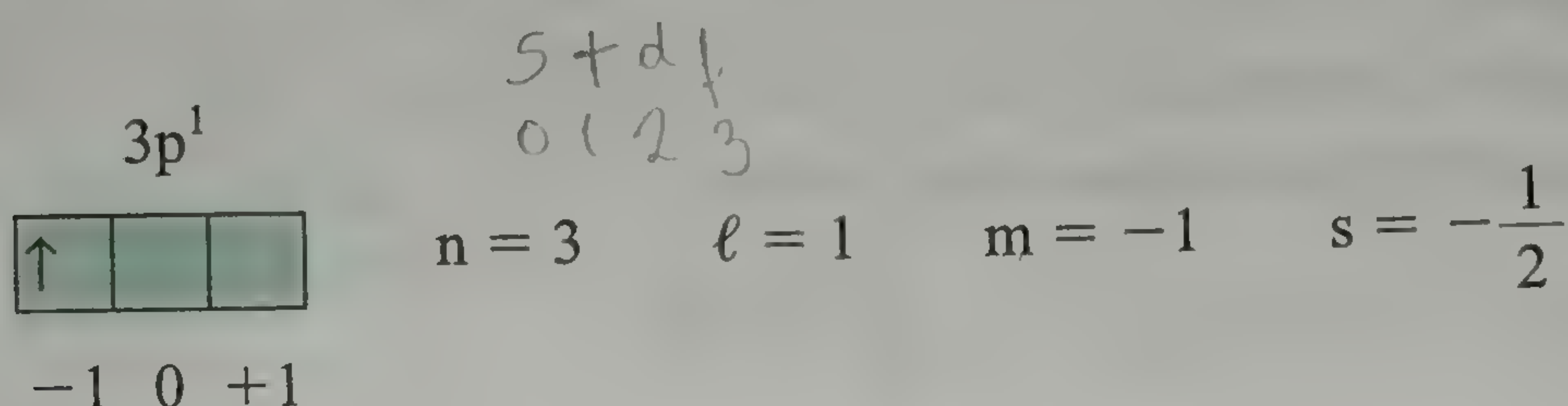
- Em orbitais:



Determinação dos números quânticos

Para determinar os valores dos números quânticos n , ℓ , m e s de um elétron, baseamo-nos na distribuição eletrônica em orbitais.

Vamos determinar os números quânticos do elétron representado abaixo.



- Chama-se elétron de maior energia ou elétron de diferenciação o último elétron da distribuição na ordem crescente de energia.
- Chama-se elétron mais externo ou elétron periférico o último elétron da distribuição na ordem dos níveis (camadas).

EXERCÍCIOS RESOLVIDOS

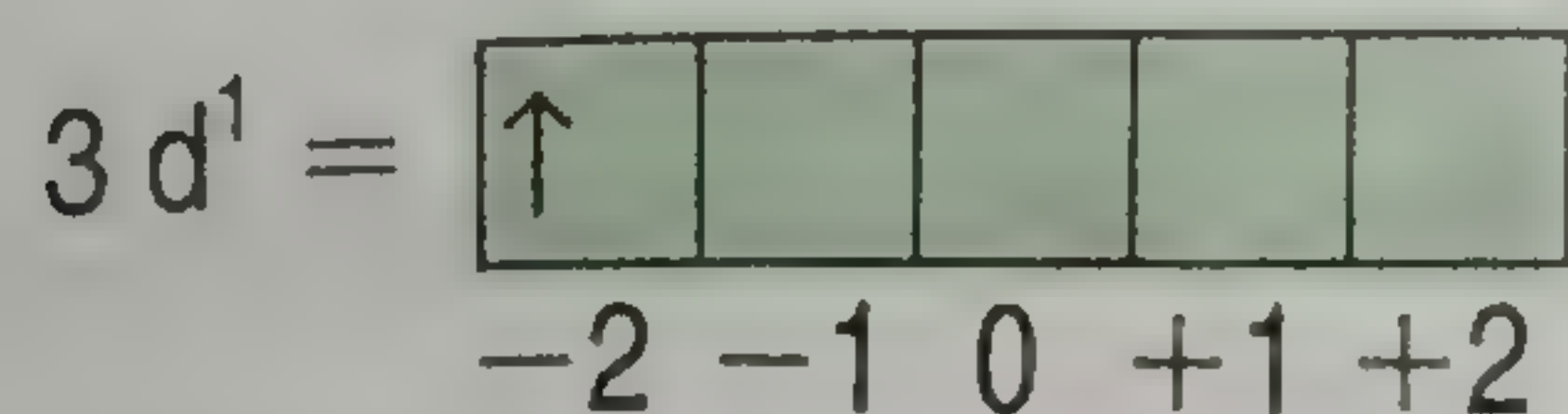
53

- Determinar o conjunto de números quânticos para o elétron de diferenciação e para o elétron periférico do ${}_{21}\text{Sc}$.

Resolução

Para ${}_{21}\text{Sc}$, a distribuição resulta:

- na ordem crescente de energia:



Números quânticos:

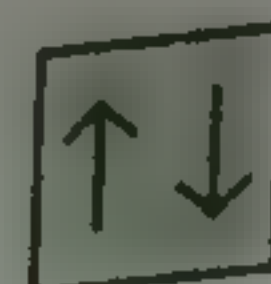
$$n = 3 \text{ (está no nível 3)} \quad m = -2 \text{ (o elétron de diferenciação está no 1º orbital)}$$

$$\ell = 2 \text{ (subnível d)} \quad s = -\frac{1}{2} \text{ (por convenção, o 1º elétron do orbital é negativo)}$$

• na ordem dos níveis:



elêtron periférico



Números quânticos:

$$n = 4$$

$$\ell = 0$$

$$m = 0$$

$$s = +\frac{1}{2}$$

Resposta

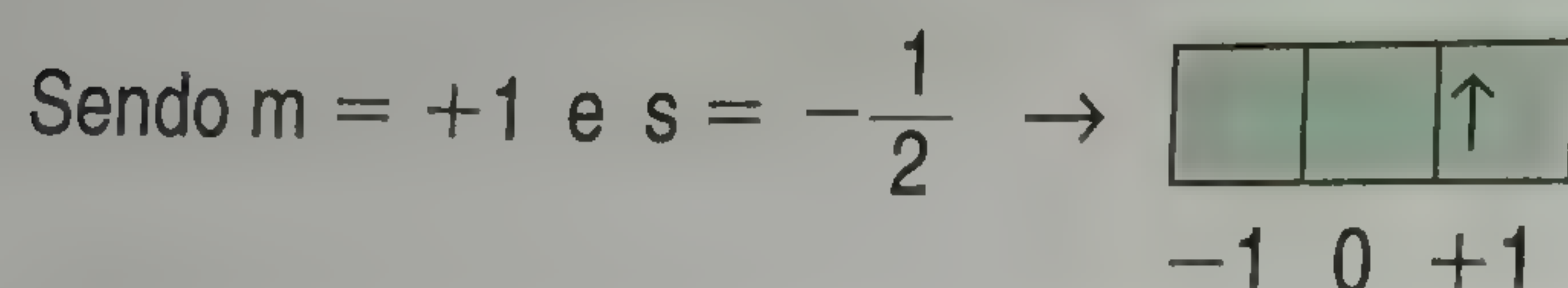
Os números quânticos são 3, 2, -2, $-\frac{1}{2}$ para o elétron de diferenciação e 4, 0, 0, $+\frac{1}{2}$ para o elétron periférico.

2. Dar a distribuição eletrônica e o número atômico do elemento cujo elétron mais energético tem números quânticos 3, 1, +1, $-\frac{1}{2}$.

Resolução

Esses valores correspondem a $n = 3$, $\ell = 1$, $m = +1$ e $s = -\frac{1}{2}$.

$\ell = 1 \rightarrow$ subnível p, que apresenta 3 orbitais.



Esse elétron é o primeiro desse orbital, e a distribuição dos elétrons no subnível é:



A distribuição completa é $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$; temos 15 elétrons e, portanto, $Z = 15$.

Resposta

A distribuição eletrônica é $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$ e $Z = 15$.

54

EXERCÍCIOS

27. Dê a distribuição eletrônica nos subníveis e níveis de energia dos elementos cujos números atômicos são:
- $Z = 10$
 - $Z = 34$
 - $Z = 27$
 - $Z = 55$
28. Um átomo apresenta 6 elétrons no terceiro nível energético. Distribua esses elétrons nos subníveis energéticos correspondentes.
29. O átomo de um elemento apresenta, nos níveis energéticos, os seguintes números de elétrons: 2, 8, 12, 2. Distribua esses elétrons nos subníveis energéticos correspondentes.
30. Quais os valores de n e ℓ para o subnível 4f?

31. Determine o número de orbitais vazios e semipreenchidos nos átomos dos elementos de números atômicos:

- a) $Z = 14$
- b) $Z = 26$

32. O subnível p de um átomo tem 3 elétrons desemparelhados. Quantos elétrons há nesse nível?

33. Qual o número atômico e a distribuição eletrônica do átomo cujo elétron mais energético está abaixo representado e pertence ao 4º nível? Qual o conjunto de números quânticos para esse elétron?



34. (UEL-PR) A configuração eletrônica de um elemento químico indica a existência de 9 elétrons com número quântico principal 4 ($n = 4$). O elemento químico tem número atômico:

- a) 41
- b) 39
- c) 37
- d) 27
- e) 9

35. O átomo de magnésio tem número atômico 12 e número de massa 24. Assinale a alternativa correta relativa ao Mg que perdeu 2 elétrons.

- a) Tem 12 elétrons.
- b) Tem 10 nêutrons.
- c) Tem 10 prótons.
- d) Tem configuração eletrônica $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$.
- e) Tem configuração eletrônica idêntica à do Na ($Z = 11$) que perdeu 1 elétron.

36. (Unifor-CE) O elemento químico cujo nível de valência é representado pela configuração $3s^2 3p^5$ tem número atômico: $3s^2 3p^5$

- a) 17
- b) 13
- c) 11
- d) 9
- e) 7

37. (EEM-SP) Uma certa variedade atômica do estrôncio, cujo número atômico é 38, tem número de massa igual a 87. Por outro lado, certa variedade de criptônio, cujo número atômico é 36, apresenta número de massa igual a 83. Qual é o número de nêutrons contido num átomo de X que é, simultaneamente, isótopo do estrôncio e isóbaro do criptônio?

Marcelo Lopo Caputo, Rio



Extração de ouro em garimpo

4

Elementos químicos: classificação periódica

Desde o século XVIII, busca-se classificar os elementos químicos de acordo com suas propriedades. Várias tentativas foram feitas; dentre elas destacamos a de Lavoisier, que agrupou os elementos em metais e não-metais.

Algumas classificações consideravam as massas atômicas dos elementos em ordem crescente; outras, as semelhanças em suas propriedades.

Dessa forma, as Triades de Dobereiner apresentavam os elementos em grupos de três; o Parafuso Telúrico de Chancourtois distribuía os elementos de forma espiralada e, de acordo com propriedades similares, notava-os numa mesma vertical. Já nas oitavas de Newlands, a distribuição dos elementos fazia-se na horizontal e as semelhanças das propriedades ocorriam em intervalos de oito elementos.

A classificação de Mendeleev deixou espaços vazios prevendo a descoberta de novos elementos e serviu de base para a elaboração da atual tabela periódica, que além de catalogar os 112 elementos conhecidos fornece inúmeras informações sobre o comportamento de cada um.

CLASSIFICAÇÃO PERIÓDICA DOS ELEMENTOS

	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
	1 A	2 A	Elementos de transição										3 A	4 A	5 A	6 A	7 A	0
PERÍODO	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
1	1 H Hidrogênio 1,01																	2 He Hélio 4,00
2	3 Li Lítio 6,94	4 Be Berílio 9,01																10 Ne Neônio 20,18
3	11 Na Sódio 22,99	12 Mg Magnésio 24,31																18 Ar Argônio 39,95
4	19 K Potássio 39,10	20 Ca Cálcio 40,08	21 Sc Escândio 44,96	22 Ti Titânio 47,90	23 V Vanádio 50,94	24 Cr Cromo 52,00	25 Mn Manganês 54,94	26 Fe Ferro 55,85	27 Co Cobalto 58,93	28 Ni Níquel 58,71	29 Cu Cobre 63,54	30 Zn Zinco 65,37	31 Ga Gálio 69,72	32 Ge Germânio 72,60	33 As Arsênio 74,92	34 Se Selênio 78,96	35 Br Bromo 79,90	36 Kr Criptônio 83,80
5	37 Rb Rubídio 85,47	38 Sr Estrôncio 87,62	39 Y Ítrio 88,90	40 Zr Zircônio 91,22	41 Nb Níbio 92,91	42 Mo Molibdênio 95,94	43 Tc Técnetio (98)	44 Ru Ródio 101,07	45 Rh Ródio 102,90	46 Pd Paládio 106,4	47 Ag Prata 107,87	48 Cd Cádmio 112,40	49 In Índio 114,82	50 Sn Estanho 118,69	51 Sb Antimônio 121,75	52 Te Telúrio 127,60	53 I Iodo 126,90	54 Xe Xenônio 131,30
6	55 Cs Césio 132,90	56 Ba Bário 137,34	57-71 Série dos Lantanídeos	72 Hf Háfnio 178,49	73 Ta Tântalo 180,95	74 W Tungstênio 183,84	75 Re Rênio 186,21	76 Os Ósmio 190,23	77 Ir Írídio 192,22	78 Pt Platina 195,08	79 Au Ouro 196,97	80 Hg Mercúrio 200,59	81 Tl Telúrio 204,37	82 Pb Chumbo 207,19	83 Bi Bismuto 208,980	84 Po Polônio (210)	85 At Ástato (210)	86 Rn Radônio (222)
7	87 Fr Frâncio (223)	88 Ra Rádio (226)	89-103 Série dos Actinídeos	104 Rf Rifório (261)	105 Db Dubnium (268)	106 Sg Seabórgio (266)	107 Bh Bohrio (264)	108 Hs Háscio (277)	109 Mt Moscúvio (276)	110 Uun Ununécio (289)	111 Uuu Ununécio (288)	112 Uub Unbécio (289)						

57 La Lantânio 138,905	58 Ce Célio 140,12	59 Pr Praseodímio 140,908	60 Nd Néodímio 144,24	61 Pm Pmécio (145)	62 Sm Samaritânio 150,36	63 Eu Európio 151,964	64 Gd Gadolínio 157,25	65 Tb Terbécio 158,925	66 Dy Dísmio 162,50	67 Ho Hólmio 164,93	68 Er Erbécio 167,26	69 Tm Tulácio 168,93	70 Yb Ítrio 173,04	71 Lu Lutécio 174,967
89 Ac Actínio (227)	90 Th Tório 232,04	91 Pa Protactínio (231)	92 U Urânio 238,03	93 Np Neptúlio (237)	94 Pu Plutônio (242)	95 Am Americônio (243)	96 Cm Cúrio (247)	97 Bk Berquélio (247)	98 Cf Califórnia (251)	99 Es Eisencônio (254)	100 Fm Férmio (257)	101 Md Mendelevício (258)	102 No Nélio (259)	103 Lr Lawrêncio (262)

Nome do elemento
Número atômico
Símbolo
Massa atômica
() Nº de massa do isótopo mais estável
Elétrons nas camadas

Tabelas de Meyer e Mendeleev: bases da classificação atual

Por volta de 1870, Meyer elaborou uma tabela baseando-se principalmente nas propriedades físicas dos elementos.

Na mesma época, Mendeleev sugeriu uma tabela semelhante em que colocava os elementos químicos em ordem crescente de suas massas atômicas, agrupando-os de acordo com suas propriedades físicas e químicas. Nela, os elementos eram distribuídos horizontalmente de tal forma que as colunas formadas (*grupos*) apresentavam elementos de propriedades semelhantes. Assim, obteve 8 grupos e 12 linhas.

É elaborada, então, a “Lei da Periodicidade” das propriedades dos elementos: “Algumas propriedades físicas e químicas dos elementos variam periodicamente em função das massas atômicas”.

Posteriormente, Moseley, baseando-se nos estudos feitos com espectros de raios X, concluiu que a ordenação dos elementos deveria ser feita em ordem crescente de seus *números atômicos*.

Classificação periódica atual

A tabela atual organiza horizontalmente os elementos de acordo com a ordem crescente de números atômicos, de tal modo que elementos de mesmas propriedades fiquem agrupados em uma mesma coluna (vide tabela na página anterior).

Em 1986, a IUPAC sugeriu uma mudança na forma de identificação dos grupos, identificando-os de 1 a 18.

Classificação dos elementos

- De acordo com algumas propriedades, podemos classificar os elementos químicos em metais, não-metais, semimetais e gases nobres.

Os *metais* são bons condutores de eletricidade e calor. São sólidos nas condições ambientes — com exceção do mercúrio —, maleáveis e dúcteis.

Os *não-metais* são maus condutores de calor e de eletricidade, com exceção do carbono na forma de grafite, que é um bom condutor elétrico. São sólidos, líquidos ou gasosos nas condições ambientes.

Os *semimetais* apresentam algumas propriedades dos metais e algumas dos não-metais.

Os *gases nobres* apresentam reatividade muito pequena, sendo considerados, até pouco tempo, inertes.

Lu	103	Lr	(261)
Yb	102	No	(259)
Ho	101	Md	(258)
Er	100	Fm	(257)
Tm	99	Es	(254)
Cf	98	Cf	(251)
Bk	97	Bk	(247)
Cm	96	Cm	(244)
Am	95	Am	(243)
Pu	94	Pu	(242)
Np	93	Np	(237)
U	92	U	238,03
Pa	91	Pa	(231)
Th	90	Th	232,04
Ac	(89)	Ac	(227)

Série dos actínidos

Nome do elemento	Símbolo	Massa atômica (Nº de massa do isótopo mais estável)
Elétrons nas camadas		

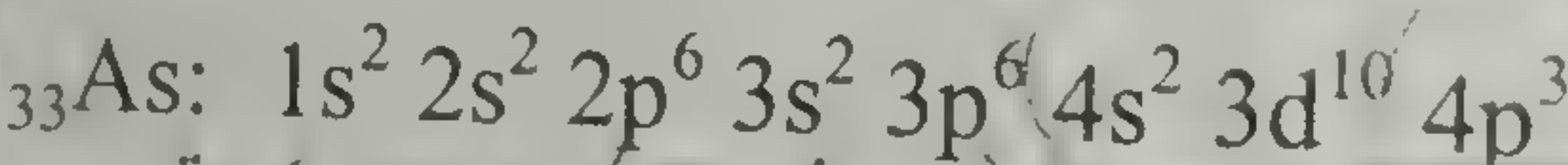
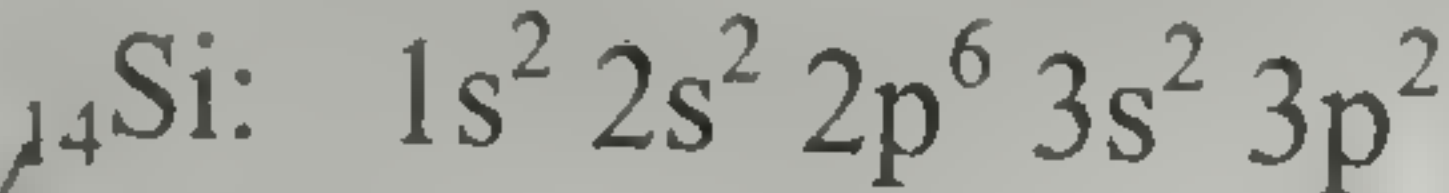
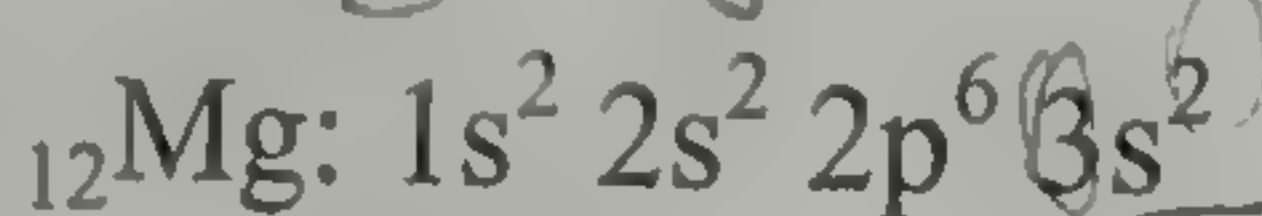
1A 2A 3A 4A 5A 6A 7A 0

8B 1B 2B

3B 4B 5B 6B 7B

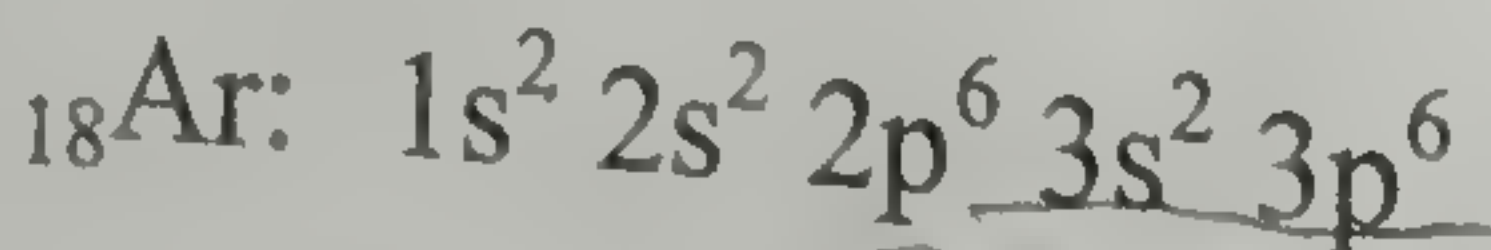
Hidrogênio Metal Semimetal Não-metal Gás nobre

Representativos: são elementos cuja distribuição eletrônica termina em s ou p .



Uma atenção especial deve ser dada aos *gases nobres* que, embora apresentem distribuição eletrônica finalizada em *s* ou *p*, têm o último nível completo ($8e^-$), com exceção do He ($2e^-$).

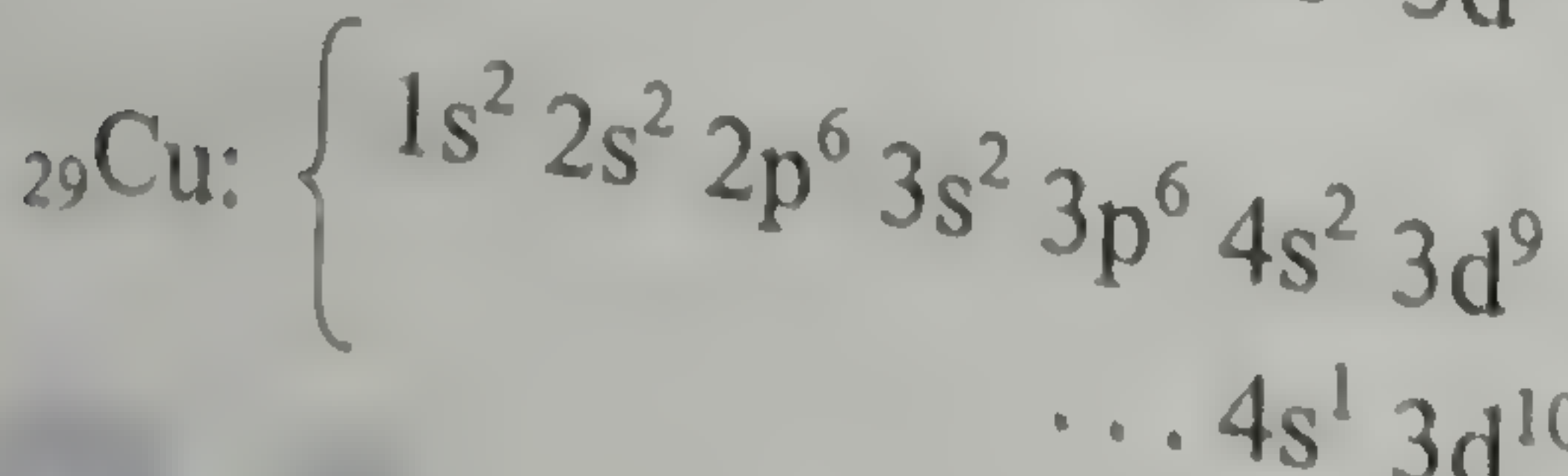
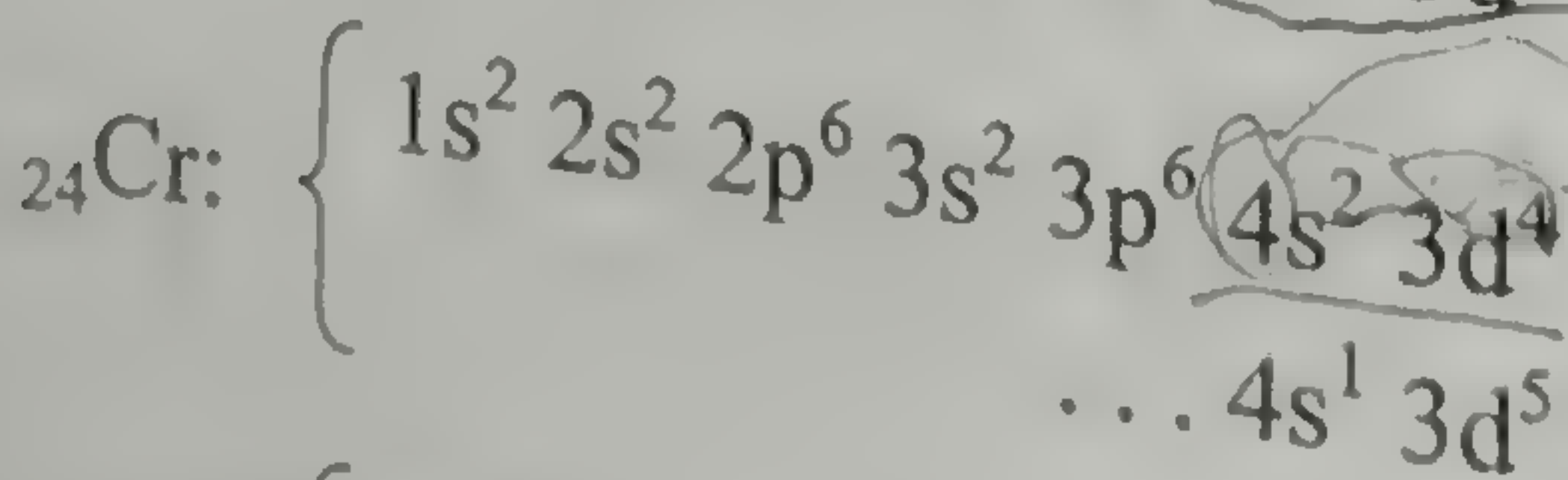
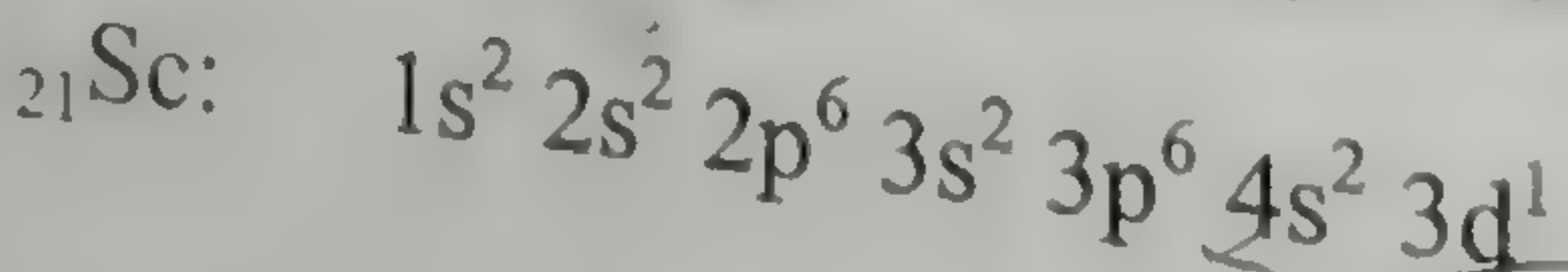
Exemplo:



Transição: são elementos cuja distribuição eletrônica termina em d . Alguns elementos de transição não seguem rigorosamente as regras de distribuição eletrônica: aqueles que terminam em d^4 ou d^9 apresentam promoção de um elétron do subnível s anterior para o subnível d , resultando, respectivamente, as configurações $s^1 d^5$ e $s^1 d^{10}$.

Exemplos:

Exemplos:

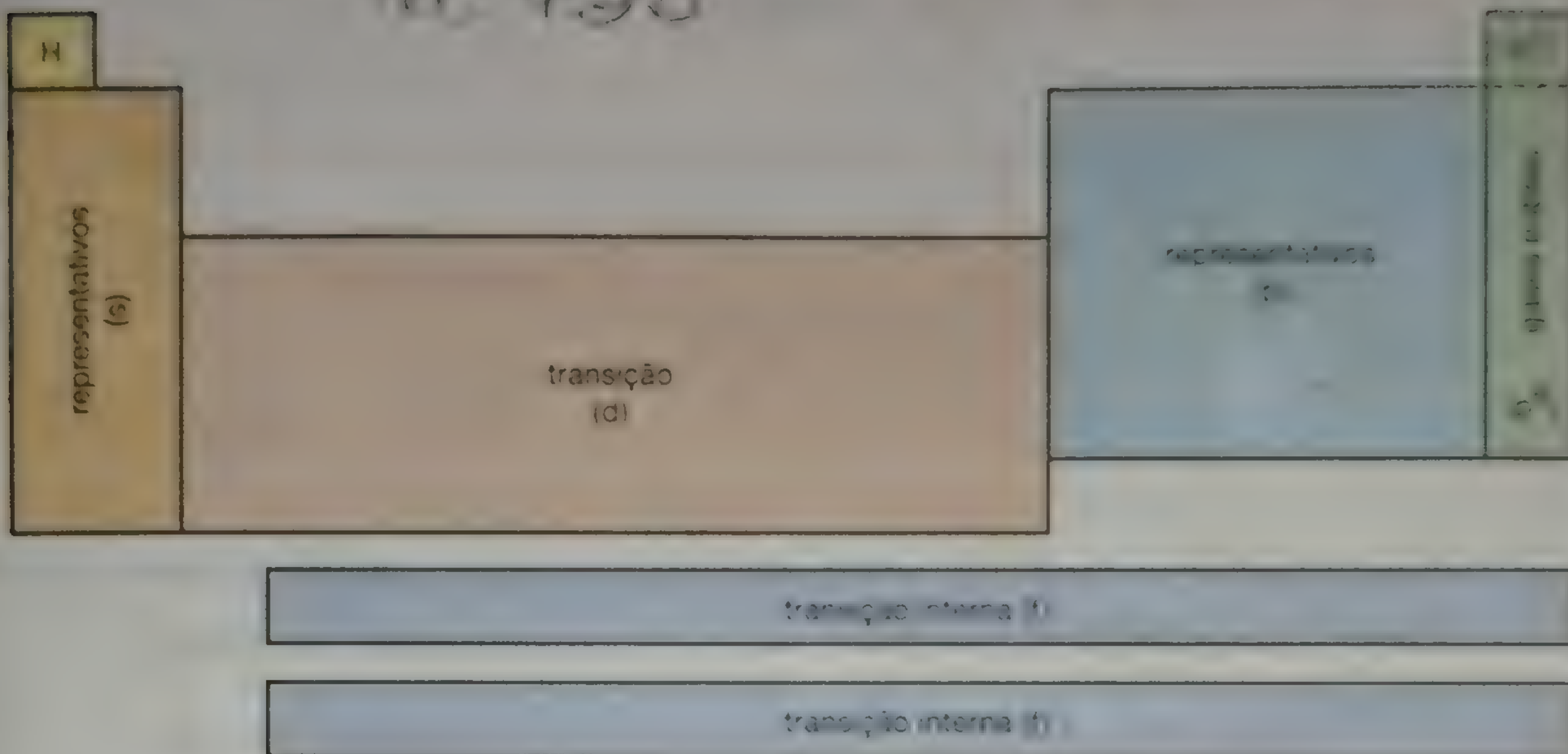


Transição interna são elementos cuja distribuição eletrônica termina em f .

Exemplo:



Veja como esses elementos químicos distribuem-se na tabela periódica:



Localização dos elementos nos grupos e nos períodos

De acordo com a distribuição eletrônica e com a classificação baseada nas propriedades dos elementos, a tabela periódica atual é construída de tal modo que as colunas apresentam os elementos químicos com mesma configuração eletrônica nos últimos subníveis. Chamam-se *grupos* ou *famílias*. As linhas horizontais apresentam elementos com o mesmo número de níveis e são chamadas *períodos*.

A localização dos elementos na tabela pode ser determinada indicando-se o período e o grupo em que os elementos se encontram.

Períodos

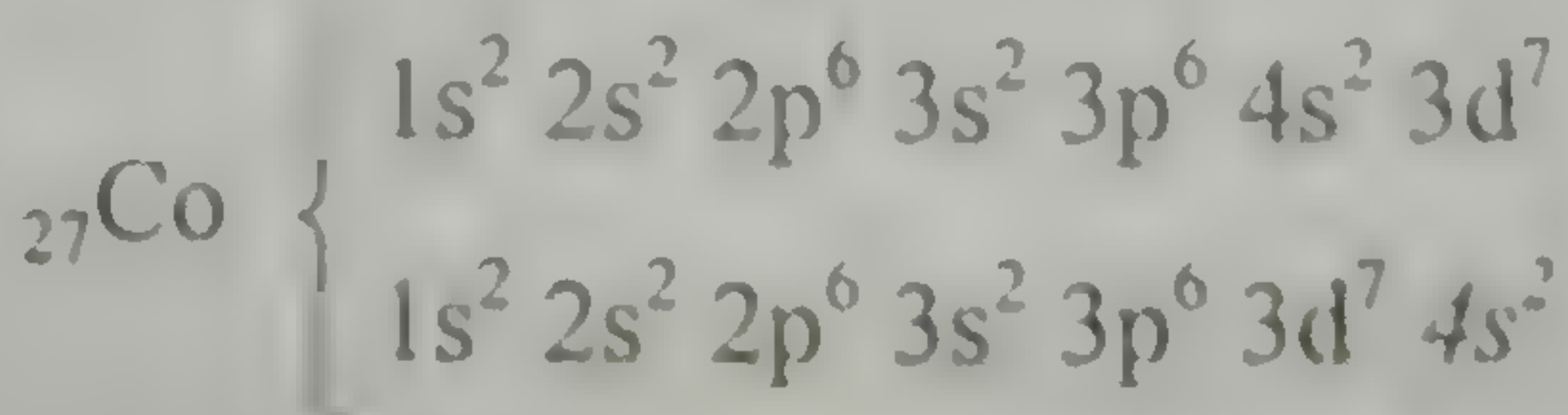
Os períodos são em número de sete, e o número do período indica o número de níveis que o elemento possui.

Exemplos:

Li está no 2º período; possui, portanto, dois níveis de energia:



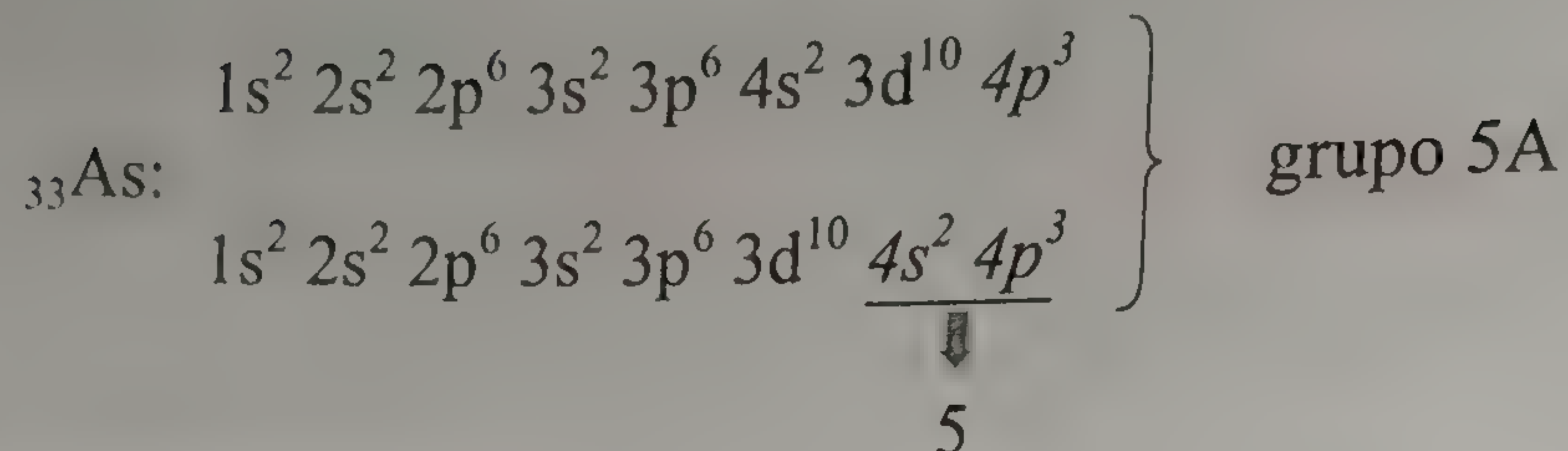
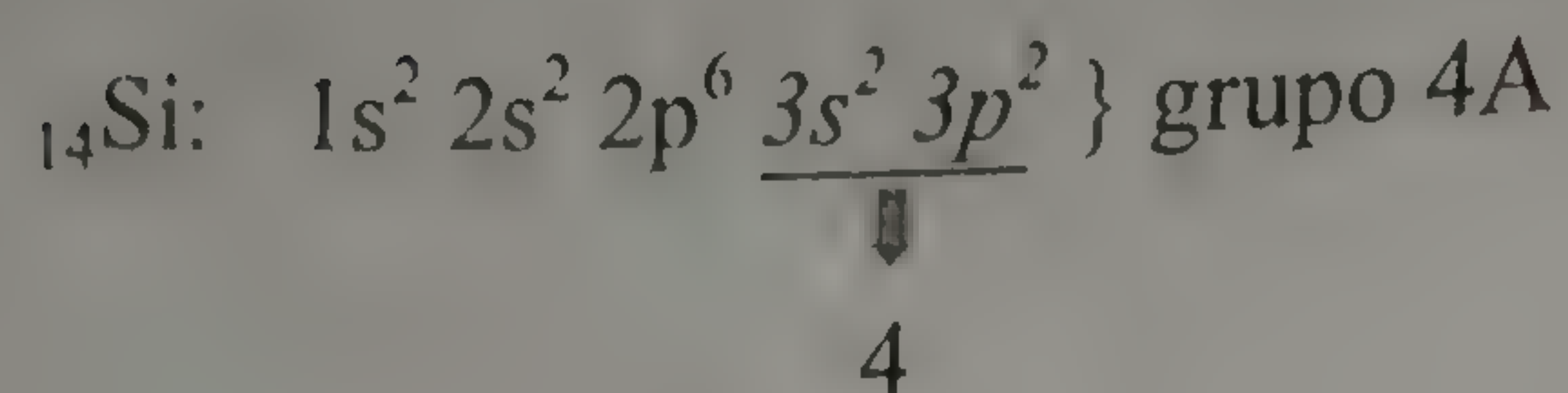
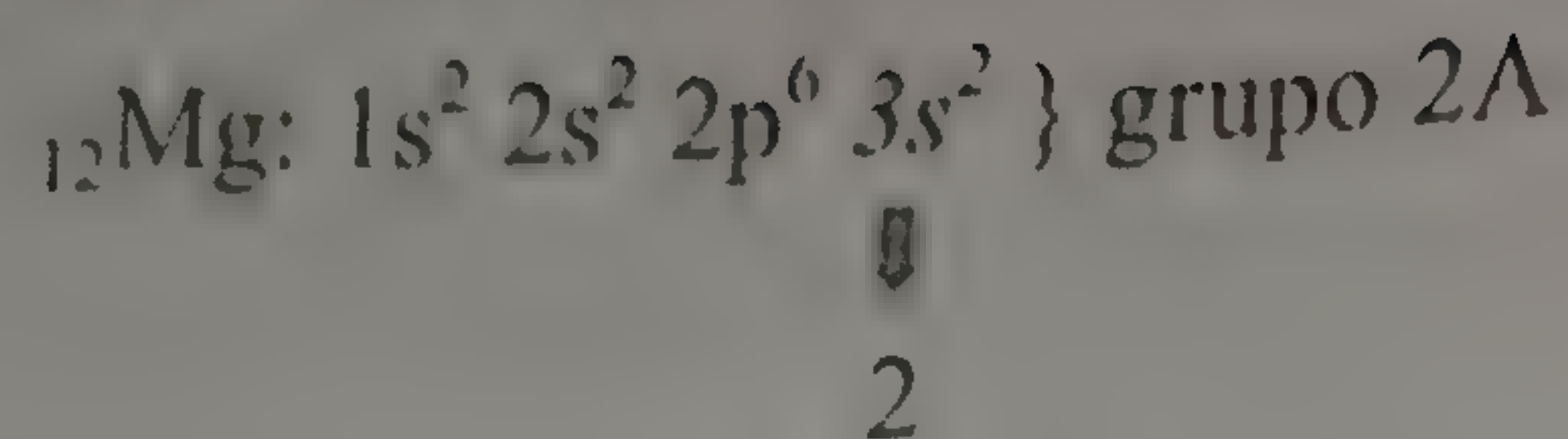
Co está no 4º período; possui, portanto, quatro níveis de energia:



Grupos

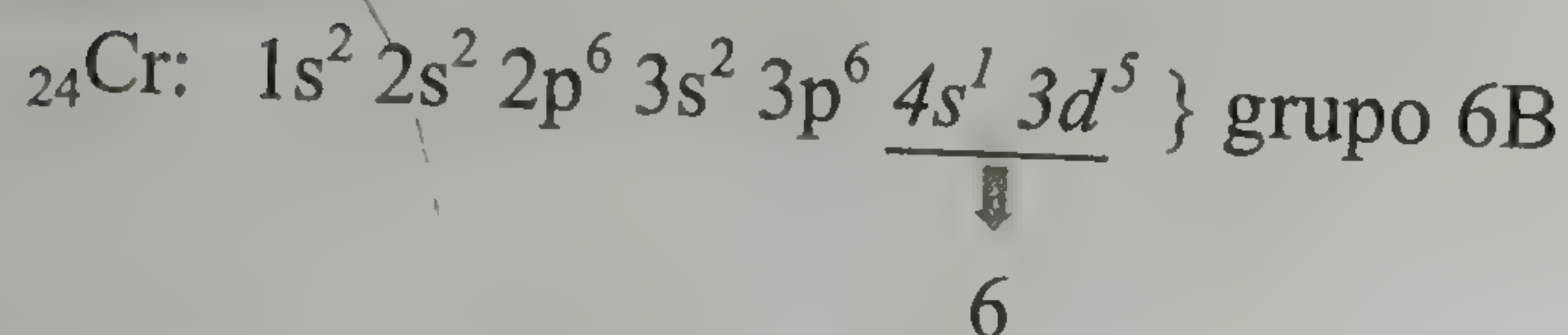
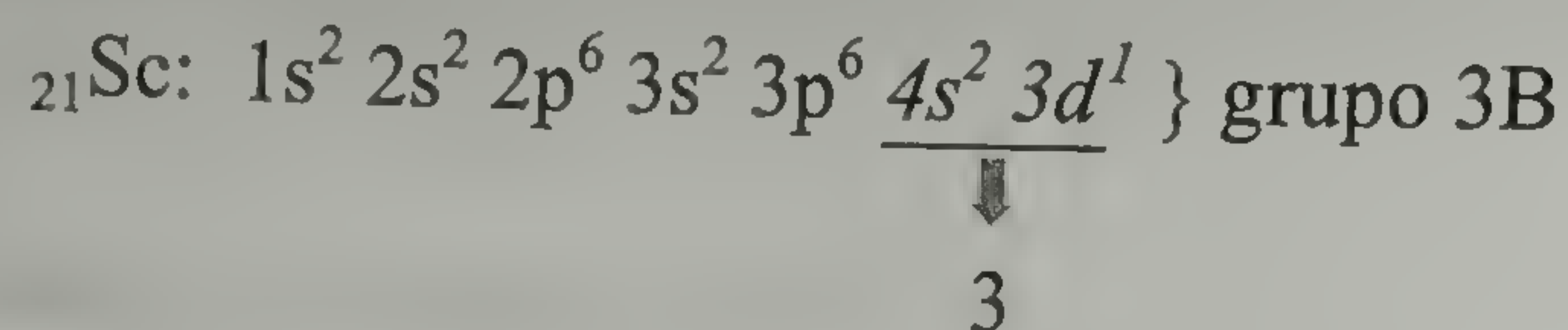
- Nos grupos A estão os elementos representativos, em que o número de elétrons do último nível é o número do grupo.

Exemplos:



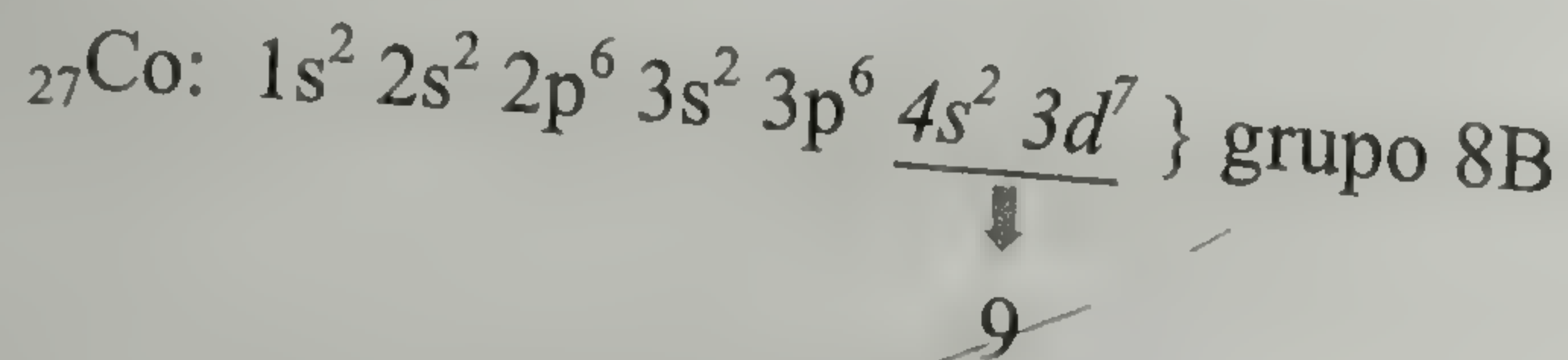
- Nos grupos B estão os elementos de transição, cuja soma do número de elétrons *s* e *d* é o número do grupo.

Exemplos:



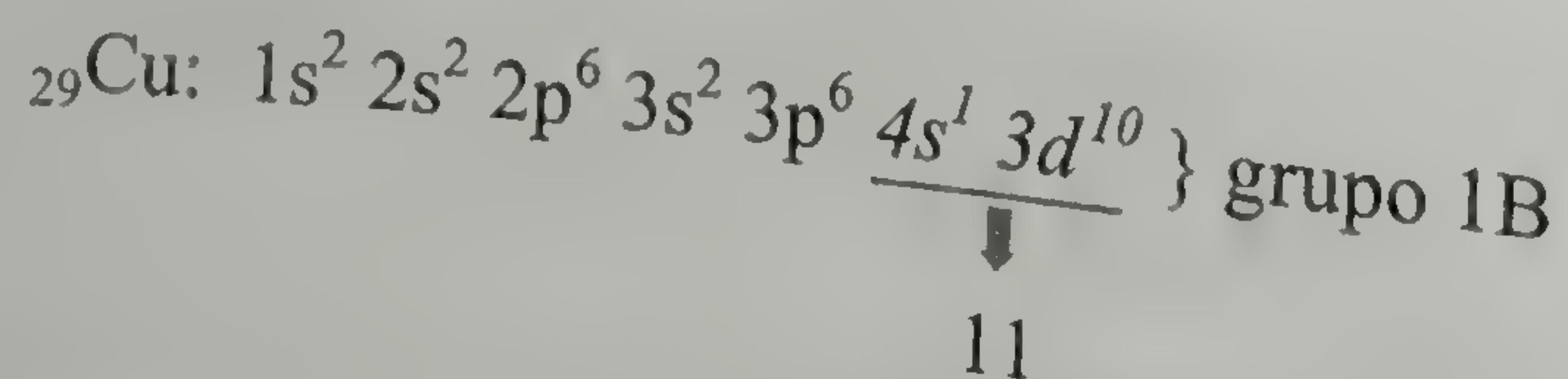
Nos grupos cuja soma é 8, 9 ou 10, os elementos têm propriedades muito semelhantes e são agrupados em uma tríade: grupo 8B.

Exemplo:



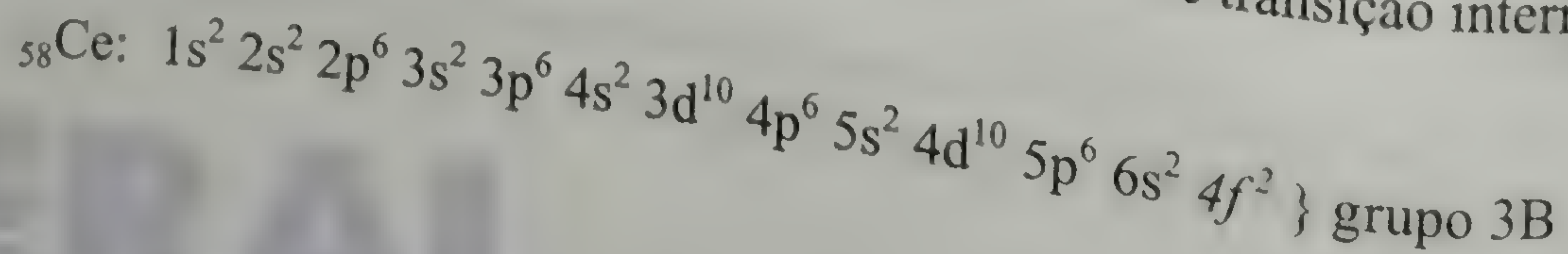
Nos grupos cuja soma é 11 e 12, os elementos têm o subnível *d* completo e pertencem aos grupos 1B e 2B.

Exemplo:



Nos grupos 3B do 6º e do 7º períodos estão os elementos de transição interna.

Exemplo:

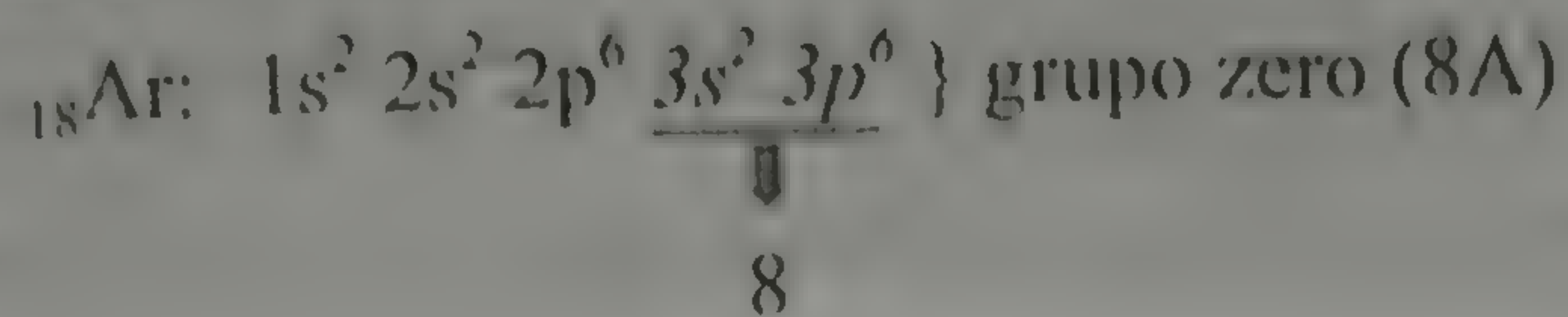


Alguns grupos de elementos:
- Metais alcalinos (1A): Li, Na, K, Rb, Cs, Fr
- Metais alcalino-terrosos (2A): Be, Mg, Ca, Sr, Ba, Ra
- Calcogênios ou calcogênios (6A): O, S, Se, Te, Po
- Halogênios (7A): F, Cl, Br, I, At
- Gases nobres ou raros (0): He, Ne, Ar, Kr, Xe, Rn
- Lantanídeos: La a Lu
- Actinídeos: Ac a Lr
- Os elementos químicos trans...

Exemplo: Crômio (Z = 24), manganês (Z = 25), ferro (Z = 26), cobalto (Z = 27), níquel (Z = 28), cobre (Z = 29), zinco (Z = 30), gálio (Z = 31), germânio (Z = 32), arsênio (Z = 33), selenio (Z = 34), bromo (Z = 35), iodo (Z = 53), astato (Z = 85), tálio (Z = 81), chumbo (Z = 82), bismuto (Z = 83), polônio (Z = 84), rádio (Z = 86), actínio (Z = 87), tório (Z = 90), protáctio (Z = 91), urânio (Z = 92), neptúncio (Z = 93), plutônio (Z = 94), amárcio (Z = 95), curió (Z = 96), bérquílio (Z = 97), califórnio (Z = 98), eiseínio (Z = 99), mendelevio (Z = 101), nobelíio (Z = 102), lawrêncio (Z = 103), rutherfordio (Z = 104), dubnio (Z = 105), seabórgio (Z = 106), bohrío (Z = 107), hassíio (Z = 108), meitnério (Z = 109), darmstádio (Z = 110), roentgênio (Z = 111), copernício (Z = 112), nihoníio (Z = 113), fleróvio (Z = 114), moscóvio (Z = 115), livermório (Z = 116), tenessíio (Z = 117), oganessíio (Z = 118).

- No grupo zero (8A) estão os gases nobres.

Exemplo:



Observações

- Alguns grupos de elementos recebem nomes próprios:
 - Metais alcalinos (1A): Li, Na, K, Rb, Cs, Fr
 - Metais alcalino-terrosos (2A): Be, Mg, Ca, Sr, Ba, Ra
 - Calcogênios ou chalcogênios (6A): O, S, Se, Te, Po
 - Halogênios (7A): F, Cl, Br, I, At
 - Gases nobres ou raros (0 ou 8A): He, Ne, Ar, Kr, Xe, Rn
 - Lantanídeos: La a Lu
 - Actinídeos: Ac a Lr
- Os elementos químicos transurânicos ($Z > 92$) são artificiais.

Exercícios

- (FUABC-SP) Crômio ($Z = 24$), manganês ($Z = 25$) e ferro ($Z = 26$) são:

a) elementos de transição.

b) metais alcalinos.

c) metais alcalino-terrosos.

d) calcogênios.

e) lantanídeos.
- (Esal-MG) O potássio é um elemento químico importante para a nutrição das plantas e dos animais. O elemento pertence ao grupo denominado:

a) alcalinos.

b) alcalino-terrosos.

c) metais nobres.

d) halogênios.

e) calcogênios.
- Dê a classificação dos elementos abaixo de acordo com a distribuição eletrônica.

a) ${}_2\text{He}$

b) ${}_{41}\text{Nb}$

c) ${}_{50}\text{Sn}$

d) ${}_{54}\text{Xe}$

e) ${}_{61}\text{Pm}$
- Considerando as seqüências abaixo, constituídas pelos números atômicos de alguns elementos, em qual delas se encontram elementos pertencentes ao mesmo período da tabela?

a) 3, 4, 11, 12

b) 12, 14, 22, 30

c) 11, 19, 37, 55

d) 55, 60, 74, 82

e) 5, 14, 33, 52

5. Dados os números atômicos dos elementos, localize-os na tabela periódica baseando-se na sua distribuição eletrônica.

a) ${}_{20}\text{Ca}$

b) ${}_{25}\text{Mn}$

c) ${}_{53}\text{I}$

d) ${}_{10}\text{Ne}$

e) ${}_{30}\text{Zn}$

6. Dada a localização dos elementos na tabela periódica, determine sua distribuição eletrônica e seu número atômico.

a) grupo 1A

4º período

b) grupo 5B

4º período

c) grupo 4A

3º período

d) grupo 2B

5º período

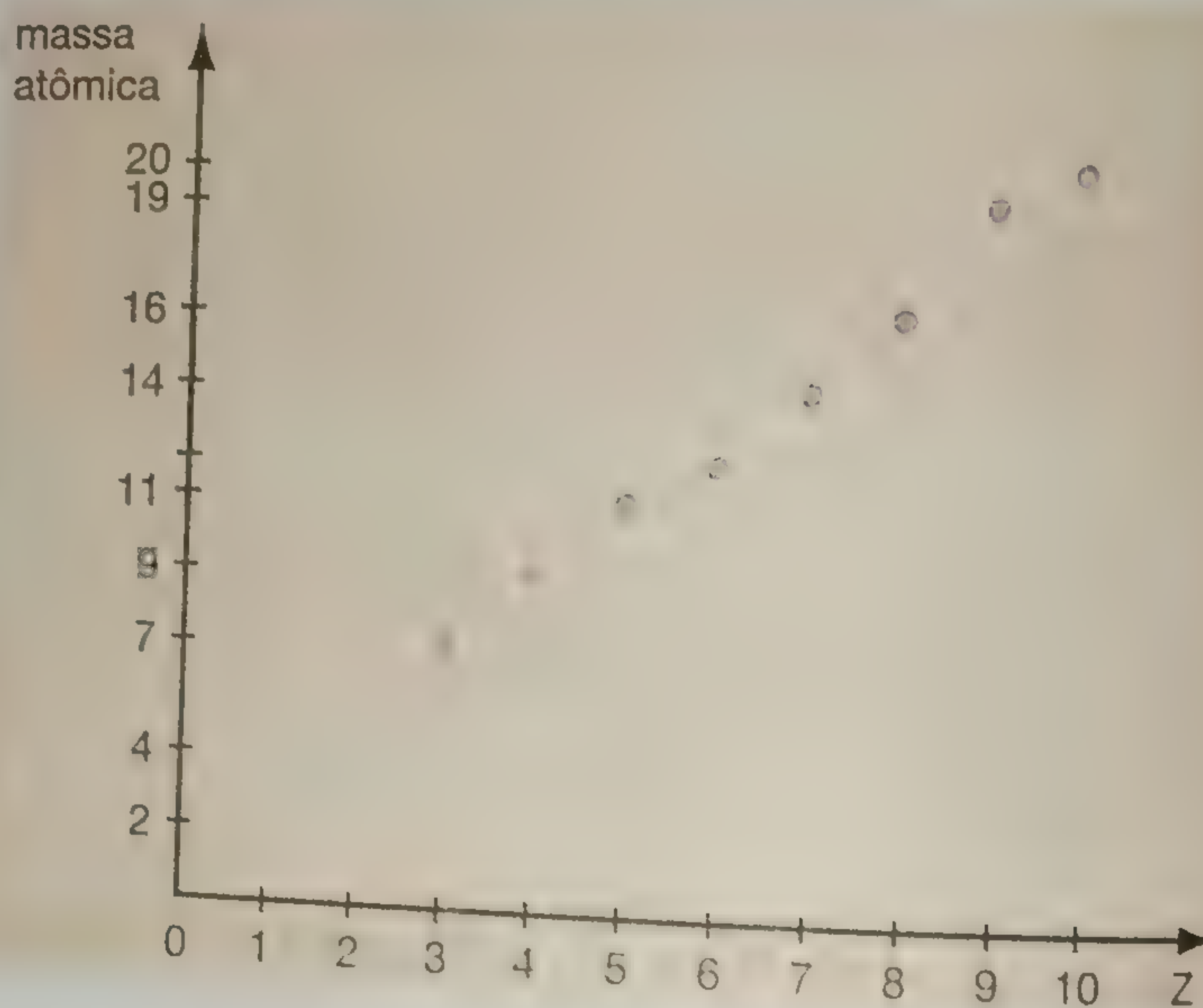
Propriedades dos elementos

Analizando as propriedades físicas e químicas das substâncias simples e de seus elementos, verifica-se que estas podem estar relacionadas com a posição dos elementos na tabela periódica. A variação dessas propriedades em função do número atômico pode ser aperiódica ou periódica.

Propriedades aperiódicas

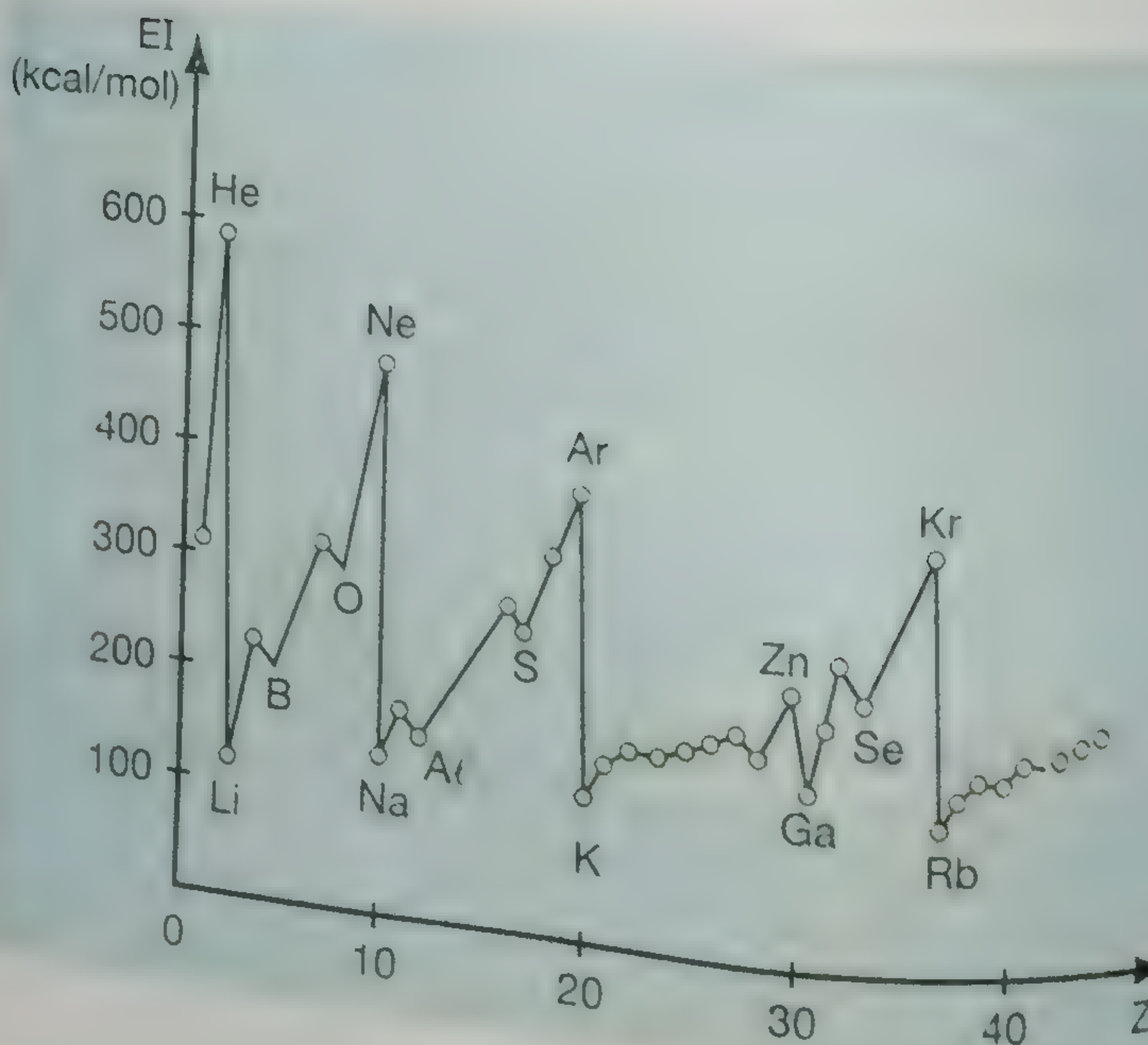
São aquelas cujo valor aumenta ou diminui em função do número atômico.

Colocando os valores de uma propriedade aperiódica num gráfico, obtemos uma curva crescente ou decrescente. São exemplos de propriedades aperiódicas: número de nêutrons, massa atômica, calor específico.



Propriedades periódicas

São aquelas que para intervalos regulares de números atômicos apresentam valores próximos. Colocando os valores de uma propriedade periódica num gráfico, obtemos uma curva com máximos e mínimos. Verifica-se que elementos de um mesmo grupo ficam em posições correspondentes na curva. São exemplos de propriedades periódicas: raio atômico, eletronegatividade, energia de ionização.



QUÍMICA GERAL

Essas variações nas propriedades podem ser expressas por uma lei denominada *Lei Periódica dos Elementos*: "As propriedades físicas e químicas dos elementos são funções periódicas de seus números atômicos crescentes".

Vamos estudar algumas propriedades periódicas de elementos químicos, tais como raio atômico, energia de ionização, afinidade eletrônica, eletronegatividade e eletropositividade, e algumas propriedades de substâncias simples, tais como densidade, ponto de fusão e ponto de ebulição.

• Raio atômico

É o raio do átomo, isto é, a distância média entre o núcleo e o último nível eletrônico. É usualmente medido em angström (\AA), sendo $1 \text{ \AA} = 10^{-8} \text{ cm}$.

Há dois fatores que influem no raio atômico: o número de níveis eletrônicos e a interação de cargas elétricas do núcleo e da eletrosfera.

Conforme a distribuição dos elementos, um deles prevalece.

Nos grupos, predomina o número de níveis e por isso o raio atômico cresce com o aumento do número atômico, isto é, de cima para baixo na tabela periódica.

Nos períodos, o número de níveis é constante, prevalecendo, portanto, a interação núcleo-eletrosfera. À medida que aumenta o número atômico, aumenta a atração do núcleo sobre os elétrons, diminuindo o raio atômico.

Portanto, o aumento do raio atômico ocorre da direita para a esquerda e de cima para baixo na tabela periódica.

Exemplo:

1A	7A
Na	Cl
.	
.	
.	
Cs	

O Na tem raio atômico menor que o Cs e possui raio atômico maior que o Cl.

65

EXERCÍCIOS

- Considerando o grupo dos calcogênios, determine:
 - o elemento químico de menor raio atômico;
 - o elemento químico de maior raio atômico.
- No 5º período da tabela periódica, verifique qual é o elemento de:
 - menor raio atômico;
 - maior raio atômico.

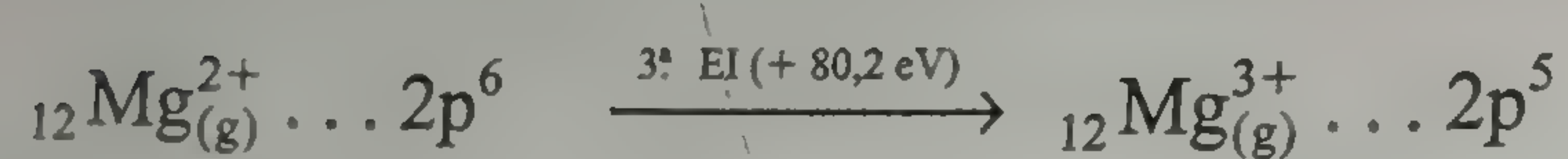
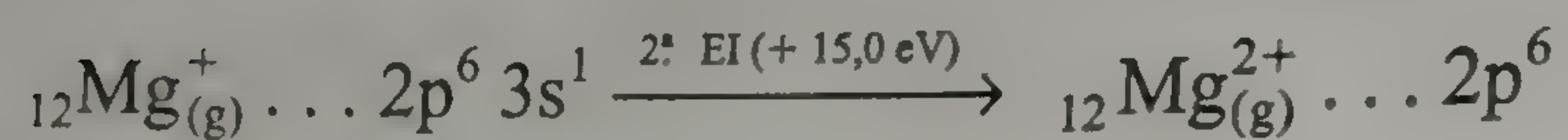
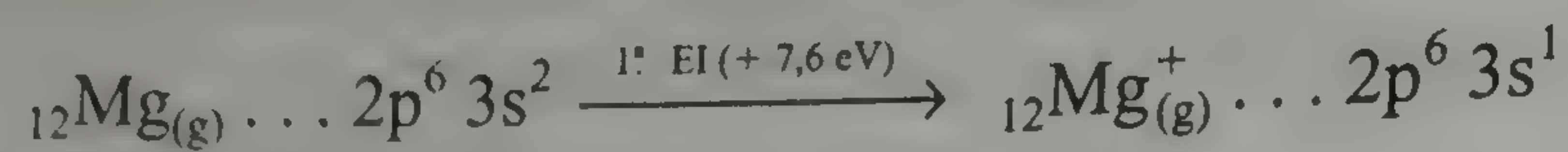
• Energia de ionização (EI)

É a energia necessária para retirar um elétron de um átomo de um elemento químico no estado gasoso. É usualmente medida em elétron-volt (eV).

A perda de elétrons transforma o átomo em partícula com carga elétrica positiva, denominada *cátion*, cuja carga representa o número de elétrons perdidos.

Define-se 1ª energia de ionização como a energia necessária para retirar o primeiro elétron; a 2ª energia de ionização é a energia utilizada para retirar o segundo elétron e assim sucessivamente.

Exemplos:



Note que a 3ª energia de ionização é bem maior que as anteriores, porque o cátion Mg^{++} já está com estrutura estável (estrutura de gás nobre).

ENERGIAS DE IONIZAÇÃO DE ALGUNS ELEMENTOS QUÍMICOS (EI)

Elemento químico	Z	Distribuição eletrônica	1ª EI (eV)	2ª EI (eV)
H	1	1s ¹	13,6	—
He	2	1s ²	25,0	54,4
Li	3	1s ² 2s ¹	5,4	81,6
Be	4	1s ² 2s ²	9,5	18,2
B	5	... 2s ² 2p ¹	8,4	25,3
C	6	... 2s ² 2p ²	11,4	24,5
N	7 2p ³	14,7	29,6
O	8 2p ⁴	13,6	35,1
F	9 2p ⁵	17,4	35,1
Ne	10 2p ⁶	21,5	41,1
Na	11 2p ⁶ 3s ¹	5,2	47,6
Mg	12 2p ⁶ 3s ²	7,6	15,0

QUÍMICA GERAL

O valor da energia de ionização está relacionado com o raio atômico: quanto maior o raio atômico, menor é a atração do núcleo sobre o elétron e mais fácil será a sua retirada. Portanto, a energia de ionização cresce no sentido inverso ao do raio atômico.

Nos grupos, a energia de ionização aumenta de baixo para cima e, nos períodos, da esquerda para a direita da tabela.

Exemplo:

1A	7A
Na	Cl
.	.
.	.
.	.
Cs	

O Na apresenta energia de ionização maior que o Cs e menor que o Cl.

EXERCÍCIOS

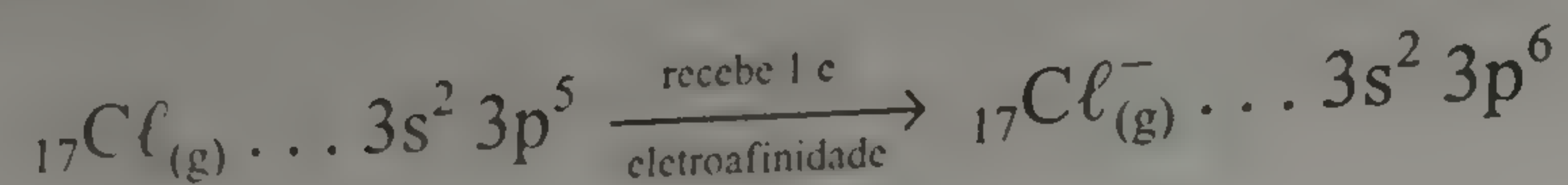
9. Coloque em ordem crescente de energia de ionização os elementos da família dos metais alcalino-terrosos. *Fam 2A para A*
Be < Mg < Ca < Sr < Ba < Ra
10. Considerando os elementos Ca, Fe, Se, Cu e Co, coloque-os em ordem crescente de:
a) raio atômico;
b) energia de ionização. *Ca < Fe < Se < Cu < Co*
11. (UFU-MG) Entre os átomos dos elementos abaixo indicados, o que deve possuir a menor 1ª energia de ionização é o do:
a) gálio.
b) criptônio.
c) bromo.
d) cálcio.
e) potássio.
12. (PUC-RS) A alternativa que apresenta os elementos em ordem crescente de potencial de ionização é:
a) hélio, carbono, berílio, sódio.
b) neônio, flúor, oxigênio, lítio.
c) sódio, neônio, carbono, lítio.
d) flúor, potássio, carbono, berílio.
e) potássio, sódio, nitrogênio, neônio.

• Afinidade eletrônica ou eletroafinidade

É a energia envolvida quando o átomo de um elemento químico no estado gasoso recebe um elétron. É conhecida também como energia de afinidade e é medida em elétron-volt.

Ao ganhar elétrons, o átomo transforma-se numa partícula de carga elétrica negativa, denominada *ânion*, cujo número de carga é igual ao número de elétrons recebidos.

Exemplo:



A eletroafinidade varia no sentido contrário ao do raio atômico, ou seja, aumenta nos grupos de baixo para cima e, nos períodos, da esquerda para a direita da tabela.

Exemplo:

6A 7A

O F

Cl

O F tem eletroafinidade maior que o O e o Cl.

Observação

Raio iônico é a distância média do elétron mais distante até o núcleo de um íon (cátion ou ânion).

Comparando o raio de um cátion com o raio de seu átomo neutro, verifica-se que o cátion tem um raio menor devido, em muitos casos, à perda de um nível e também ao aumento da interação elétrica com o núcleo e os elétrons.

Exemplo: raio atômico

Na: 1,86 Å

raio iônico

Na⁺: 0,95 Å

Comparando o raio de um ânion com o de seu átomo neutro, verifica-se que o ânion tem um raio maior devido à diminuição da interação elétrica do núcleo com os elétrons.

Exemplo: raio atômico

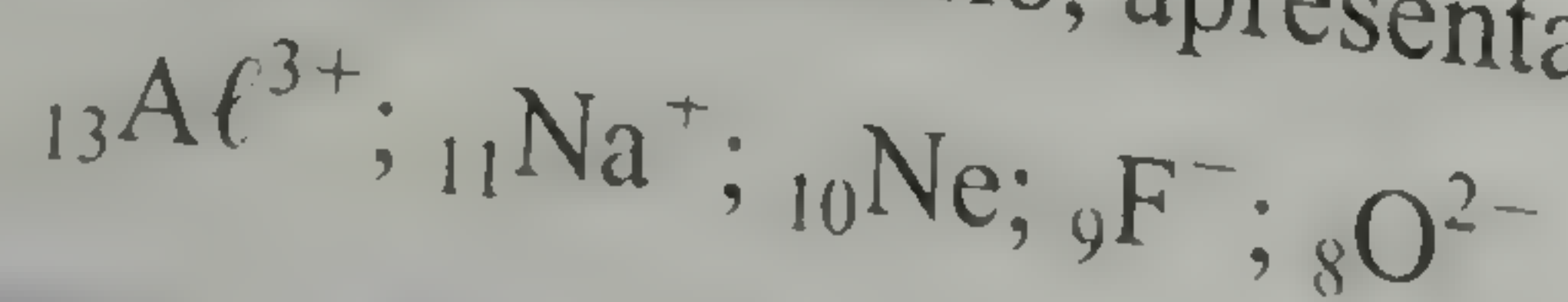
Cl: 0,99 Å

raio iônico

Cl⁻: 1,81 Å

Comparando-se os raios de átomos e de íons isoeletrônicos (que apresentam o mesmo número de elétrons), verifica-se que o raio do átomo ou do íon dependem da carga nuclear.

Exemplo: Na seqüência abaixo, apresentamos a ordem crescente do raio:



• Eletroafinidade
É a tendência de
Quanto menor o
Quanto mais eletronegativo
Nos grupos, por
da esquerda para a direita

Exemplo:

4

12

13

Pode-se associar a ele
Assim, o sódio apresenta

Eletropositividade

É a tendência do átomo
Quanto maior o raio atômico
Quanto mais eletropositivo.

Quanto maior o raio atômico.
Nos grupos, a eletropositividade
aumenta para a esquerda da tabela

Exemplo:

7A

Cl

• Eletronegatividade e eletropositividade

Eletronegatividade

É a tendência do átomo em atrair elétrons.

Quanto menor o raio atômico, mais facilmente o átomo atrairá o elétron, sendo, portanto, mais eletronegativo. Conclui-se que a eletronegatividade varia no sentido contrário ao do raio atômico.

Nos grupos, portanto, a eletronegatividade aumenta de baixo para cima e, nos períodos, da esquerda para a direita da tabela.

Exemplo:

1A	7A
Na	Cl
.	.
.	.
.	.
Cs	

O Na é mais eletronegativo que o Cs e menos que o Cl.

Pode-se associar a eletronegatividade de um elemento com o caráter não-metálico. Assim, o sódio apresenta caráter não-metálico menor que o do cloro.

Eletropositividade

É a tendência do átomo em perder elétrons.

Quanto maior o raio atômico, mais facilmente o átomo perderá elétrons, sendo, portanto, mais eletropositivo. Conclui-se, então, que a eletropositividade cresce no mesmo sentido do raio atômico.

Nos grupos, a eletropositividade aumenta de cima para baixo e, nos períodos, da direita para a esquerda da tabela.

Exemplo:

1A	7A
Na	Cl
.	.
.	.
.	.
Cs	

O Na é menos eletropositivo que o Cs e mais que o Cl.

Analogamente, pode-se associar a eletropositividade com o caráter metálico.

Cada elemento químico apresenta as duas tendências, a de atrair e a de perder elétrons, em diferentes intensidades. Para um elemento químico, como o flúor, a eletronegatividade prevalece sobre a eletropositividade. Assim, na prática, o flúor tende a receber elétrons. Os elementos químicos que apresentam esse tipo de comportamento são os *não-metais* que, geralmente, possuem 5, 6 ou 7 elétrons no último nível.

Para outro elemento químico, como o sódio, a eletropositividade prevalece sobre a eletronegatividade. Assim, na prática, o Na tende a perder elétrons. Os elementos químicos que apresentam esse tipo de comportamento são os *metais* que, geralmente, possuem 1, 2 ou 3 elétrons no último nível.

Nos semimetais, nenhuma dessas tendências é acentuada, e, nos gases nobres, elas não se manifestam.

Elementos químicos que não apresentam essas tendências são *gases nobres*.




EXERCÍCIOS

13. Coloque em ordem crescente de afinidade eletrônica os elementos químicos do grupo 7A.
14. No 4º período, qual o elemento químico de:
a) maior eletroafinidade? b) menor eletroafinidade?
15. Compare os raios atômicos e iônicos de:
a) Na e Na^+ > c) O e O^{2-} <
b) Fe e Fe^{2+} > d) F e F^- <
16. (FE Londrina-PR) O elemento químico mais eletronegativo do 3º período da classificação periódica é o:
a) Na c) Cl e) Tl
b) Ar d) B
17. (Esal-MG) A eletronegatividade é uma das principais propriedades dos elementos químicos e indica habilidade em receber elétrons. Os elementos mais eletronegativos da tabela periódica encontram-se:
a) à esquerda e abaixo. d) à direita e abaixo.
b) à direita e acima. e) no centro e abaixo.
c) à esquerda e acima.
18. (UFU-MG) Os não-metais são elementos eletronegativos porque:
a) têm capacidade de receber elétrons.
b) têm capacidade de doar elétrons.
c) têm capacidade de doar e receber elétrons ao mesmo tempo.
d) possuem apenas um elétron no último nível energético.
e) têm configuração eletrônica externa $ns^2 np^6$.

• Densidade

O valor da densidade das substâncias simples está relacionado com a posição dos respectivos elementos nos grupos e nos períodos.

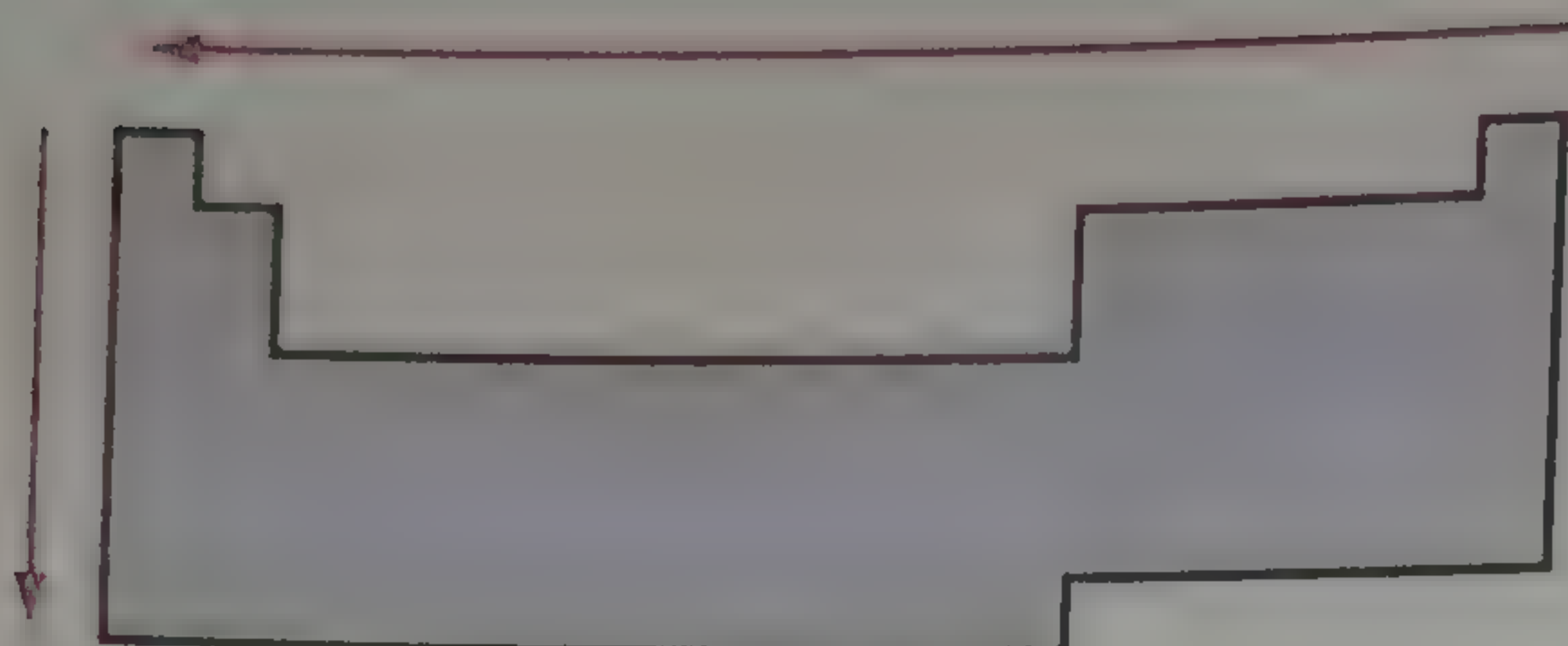
A densidade aumenta nos grupos da tabela periódica com o aumento do número atômico, isto é, de cima para baixo. Nos períodos, aumenta das extremidades para o centro da tabela. Isso significa que as substâncias mais densas são formadas pelos elementos que estão na região centro-inferior da tabela.

 gasoso  líquido  sólido

Resumo

Esquema da variação das propriedades periódicas:

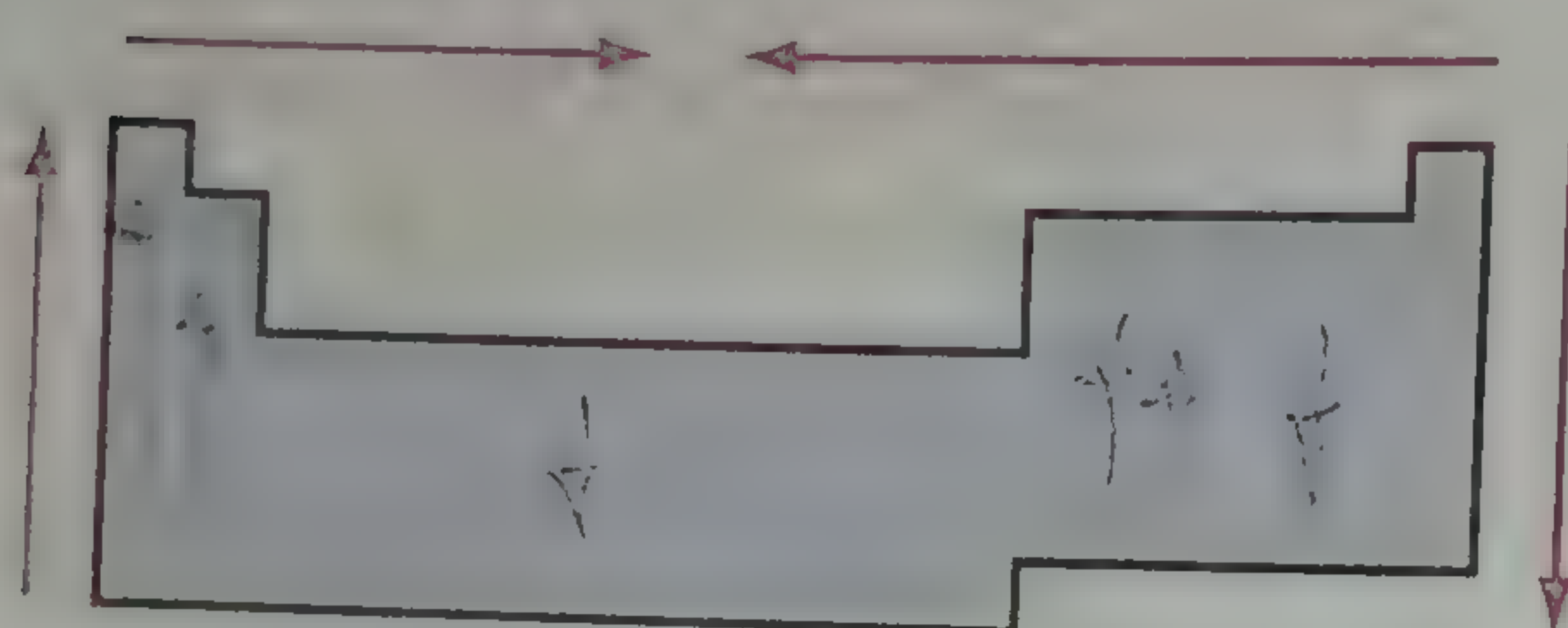
- a)
Raio atômico
Eletropositividade
Caráter metálico



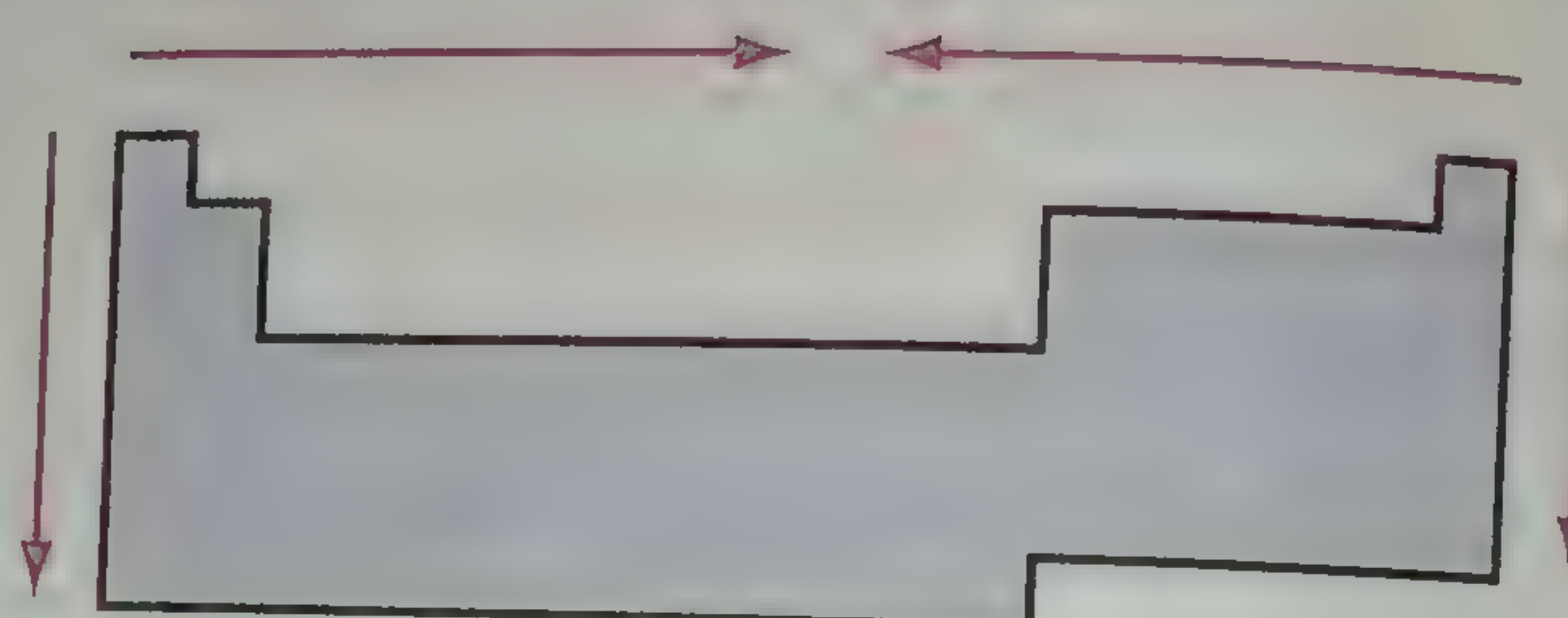
- b)
1ª energia de ionização, eletroafinidade
Eletronegatividade
Caráter ametálico



- c)
Ponto de fusão e ponto de ebulição



- d)
Densidade



Observação

A seta (→) indica ordem crescente.

72

EXERCÍCIOS

19. (Cesgranrio-RJ) Os pontos de fusão e ebulição normais dos metais do bloco *B* da classificação periódica são, geralmente, muito elevados. Constituem-se exceções, por apresentarem pontos de fusão e ebulição normais baixos, os metais deste bloco que têm os orbitais *s* e *d* completos. Esses metais são:
- a) Cd, Ag e Hg c) Cr, Pt e Hg
b) Pt, Pd e Au d) Ni, Pd e Pt
e) Zn, Cd e Hg
20. (UFMG) Considerando que na tabela periódica as propriedades dos elementos variam com o aumento do número atômico, qual a afirmação errada?
- a) A energia de ionização diminui num mesmo grupo.
b) A eletronegatividade aumenta num mesmo período.
c) O caráter metálico aumenta num mesmo grupo.
d) O raio atômico diminui num mesmo período.
e) O ponto de fusão aumenta num mesmo período.

QUÍMICA GERAL

21. (Fesp/UPE) Considere os elementos químicos I, II, III, IV e V abaixo e suas respectivas distribuições eletrônicas:

- I - $1s^2 \dots \dots \dots 3p^5$ 1A *alogeno*
 II - $1s^2 \dots \dots \dots 4s^1 3d^{10}$ 1B *metal*
 III - $1s^2 \dots \dots \dots 3p^4$ 1A *alogeno*
 IV - $1s^2$ *hidr*
 V - $1s^2 \dots \dots \dots 6s^1$ *metal alcalino*

Em relação aos elementos anteriores é correto afirmar que:

- a) o elemento II é sólido, ocupa o 4º período da tabela periódica, mas é um péssimo condutor de eletricidade.
 b) o elemento IV é um gás, ocupa o 1º período da tabela periódica e apresenta um alto valor de eletronegatividade.
 c) os elementos I e III ocupam o mesmo período da tabela periódica, são ambos sólidos e apresentam valores elevados de afinidade eletrônica.
 d) o elemento V é metal alcalino, ocupa o 6º período da tabela periódica e é o elemento mais denso do período que ele ocupa.
 e) o elemento I é mais eletronegativo que o elemento III e apresenta um valor de energia de ionização menor que o do elemento IV.

22. (ESAM) A maioria dos elementos que são gasosos em condições ambientes está localizada na tabela periódica nas famílias:

- a) 1A e 2A
 b) 1A e 0
 c) 1A e 7A
 d) 2A e 0
 e) 7A e 0

23. (PUC-MG) Analise as afirmativas abaixo:

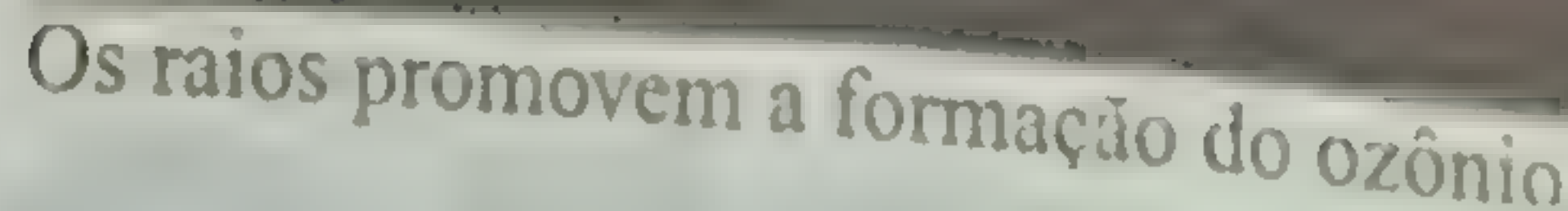
- I. Em um mesmo grupo ou família, os elementos apresentam o mesmo número de camadas.
 II. Os elementos do grupo 1A apresentam, na última camada, a configuração geral ns^1 .
 III. Quando o subnível mais energético é do tipo s ou p, o elemento é de transição.

Assinale:

- a) se apenas os itens I e II estiverem corretos.
 b) se apenas os itens I e III estiverem corretos.
 c) se apenas o item I estiver correto.
 d) se apenas o item II estiver correto.
 e) se apenas o item III estiver correto.

24. (FMU/FIAM-SP) Nos garimpos utiliza-se mercúrio para separar o ouro das impurezas. Quando o mercúrio entra em contato com a água dos rios, causa uma séria contaminação: é absorvido por microrganismos, que são ingeridos pelos peixes pequenos, os quais são devorados pelos peixes grandes usados na alimentação humana. Podemos prever, com o auxílio da tabela periódica, que um elemento com comportamento semelhante ao do mercúrio é:

- a) Na
 b) C
 c) Cd
 d) Ca
 e) Fe



5

Ligações químicas: formação de substâncias

O homem observou que a variedade de substâncias existentes e suas propriedades devem-se às diferentes formas de associação dos átomos entre si, chamadas ligações químicas.

As ligações químicas surgem da necessidade de os elementos adquirirem estabilidade. Para isso, os átomos precisam ligar-se uns aos outros, perdendo, ganhando ou compartilhando elétrons.

As substâncias formadas, dependendo das condições em que se encontram, podem sofrer transformações envolvendo rupturas de ligações já existentes e a formação de novas.

Átomos de oxigênio ligam-se formando a substância oxigênio, que, por sua vez, em determinadas condições, se transforma em ozônio. É o que ocorre durante as tempestades e nos filtros de ozonização.

Átomos de metais unem-se para formar as substâncias simples correspondentes, que também podem sofrer transformações: é o caso dos objetos de prata que ficam enegrecidos quando expostos ao ar.

Por que os átomos se associam

Os gases nobres são encontrados na natureza em sua forma atômica, pois são estáveis.

Outros elementos atingem a estabilidade quando completam oito elétrons em sua última camada — camada de valência. Isso deu origem à *Teoria dos Octetos*.

Atualmente, explica-se que essa estabilidade pode ser obtida quando átomos adquirem a configuração eletrônica do gás nobre de número atômico mais próximo.

Tipos de ligação

Ligação iônica

Ocorre geralmente entre metais e não-metais; o metal transfere elétrons para o não-metal.

O metal que perde todos os elétrons da camada de valência se transforma num cátion cuja carga elétrica será +1, +2 ou +3, conforme o número de elétrons perdidos.

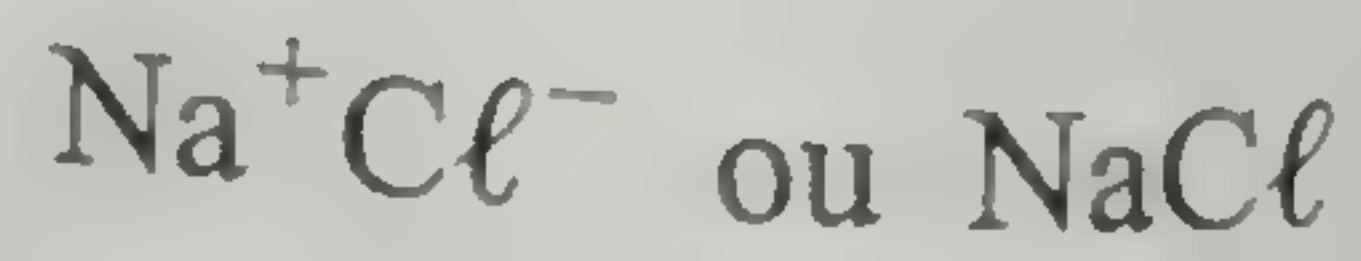
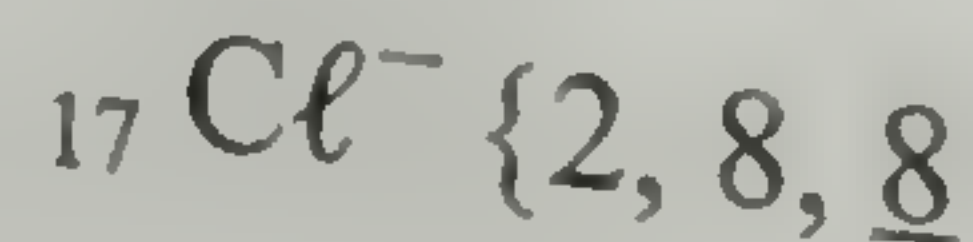
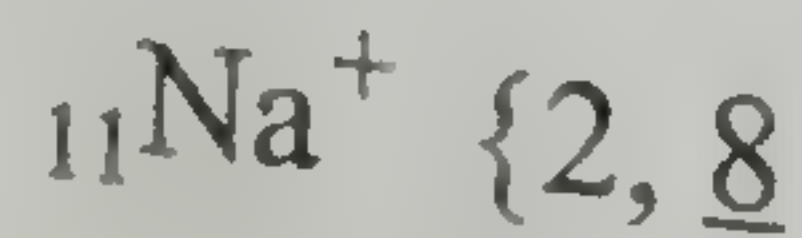
O não-metal ganha elétrons em quantidade suficiente para adquirir configuração eletrônica de gás nobre, transformando-se em ânion de carga elétrica -3, -2 ou -1, conforme o número de elétrons adquiridos.

FAMÍLIAS	1A 2A 3A	5A 6A 7A
Nº de elétrons na camada de valência	1e ⁻ 2e ⁻ 3e ⁻	5e ⁻ 6e ⁻ 7e ⁻
	Metais (perdem e ⁻) Cátion (+1, +2, +3)	Não-metais (ganham e ⁻) Ânion (-3, -2, -1)

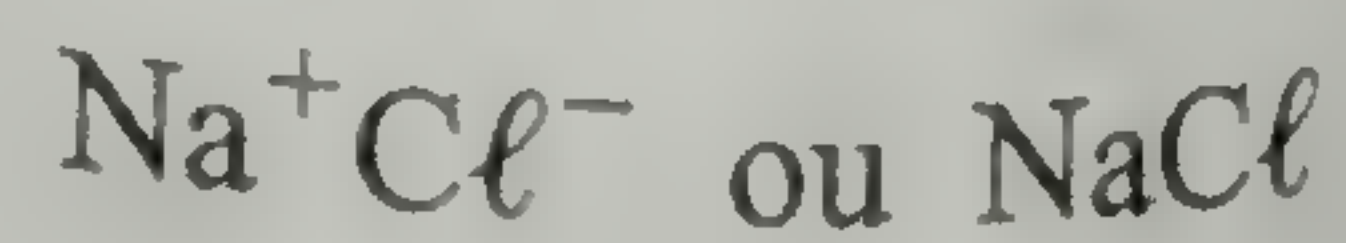
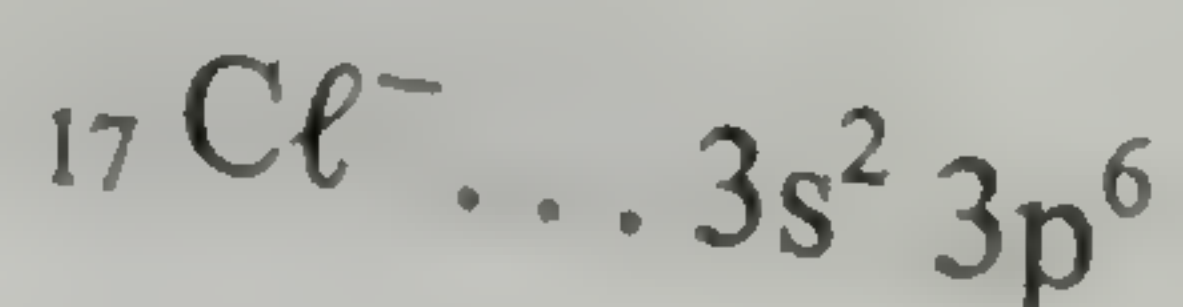
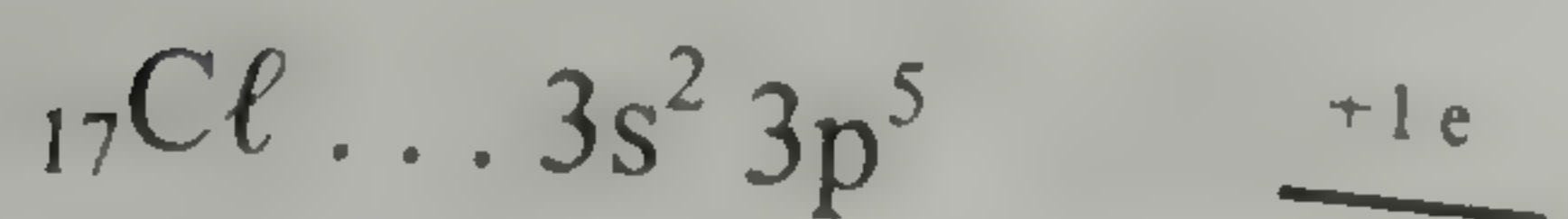
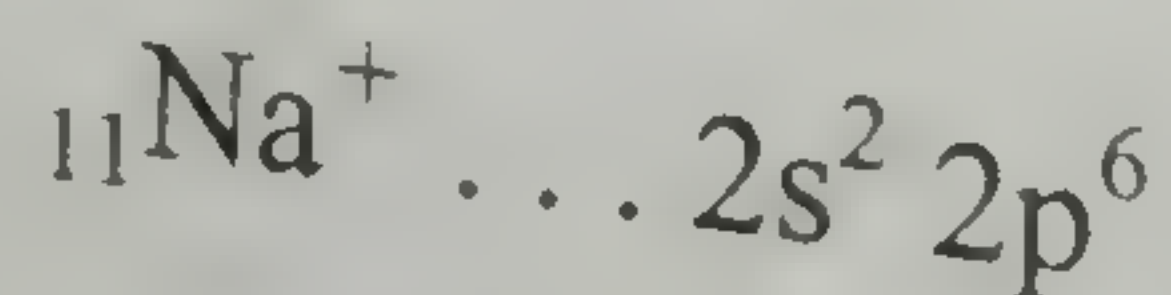
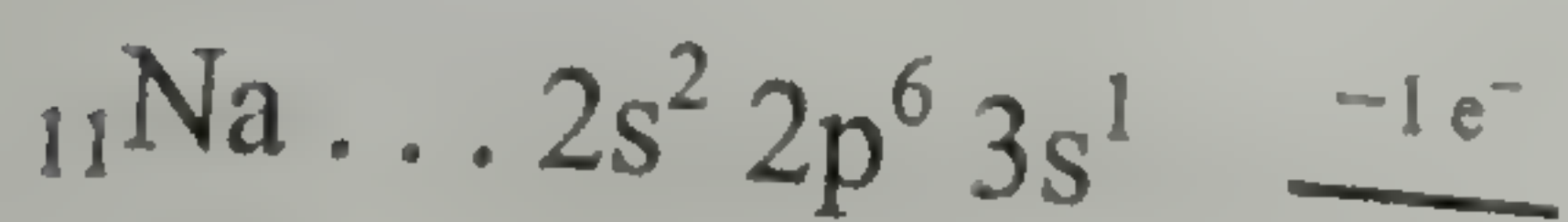
Como os íons formados possuem cargas elétricas opostas, eles se atraem fortemente, formando as *substâncias iônicas*. A proporção entre os íons é tal que a carga total positiva é igual à carga total negativa.

Exemplos:

- Ligação entre Na e Cl



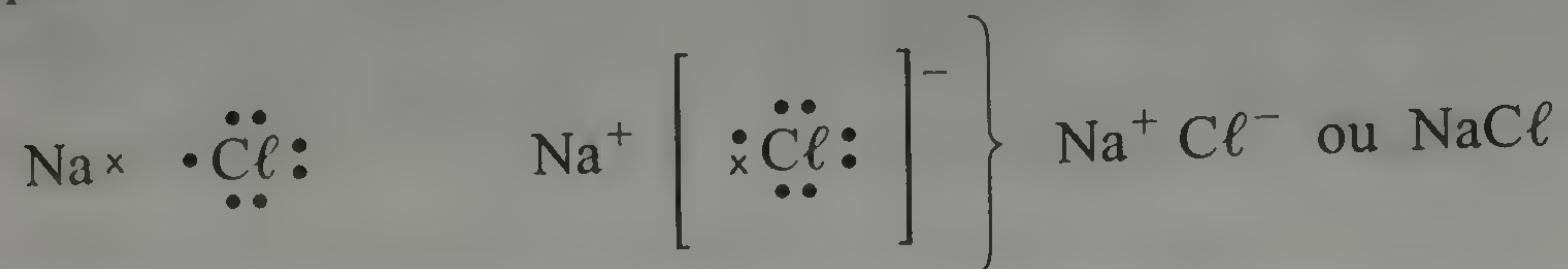
Considerando os subníveis, temos:



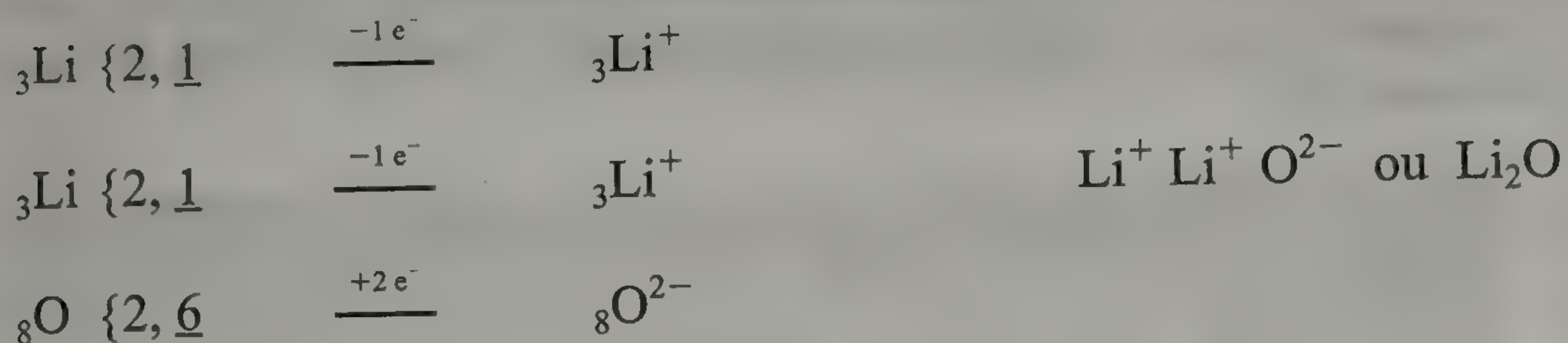
A substância iônica formada é representada pela fórmula NaCl e chama-se cloreto de sódio.

Os elétrons da camada de valência podem ser representados pelos sinais \bullet ou \times . Essa representação é conhecida como *esquema de Lewis*.

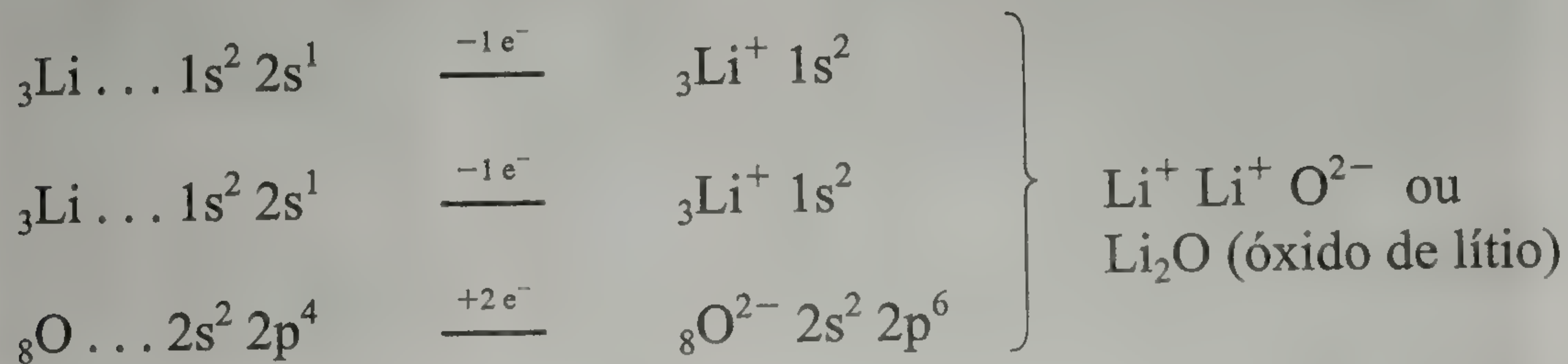
Exemplo:



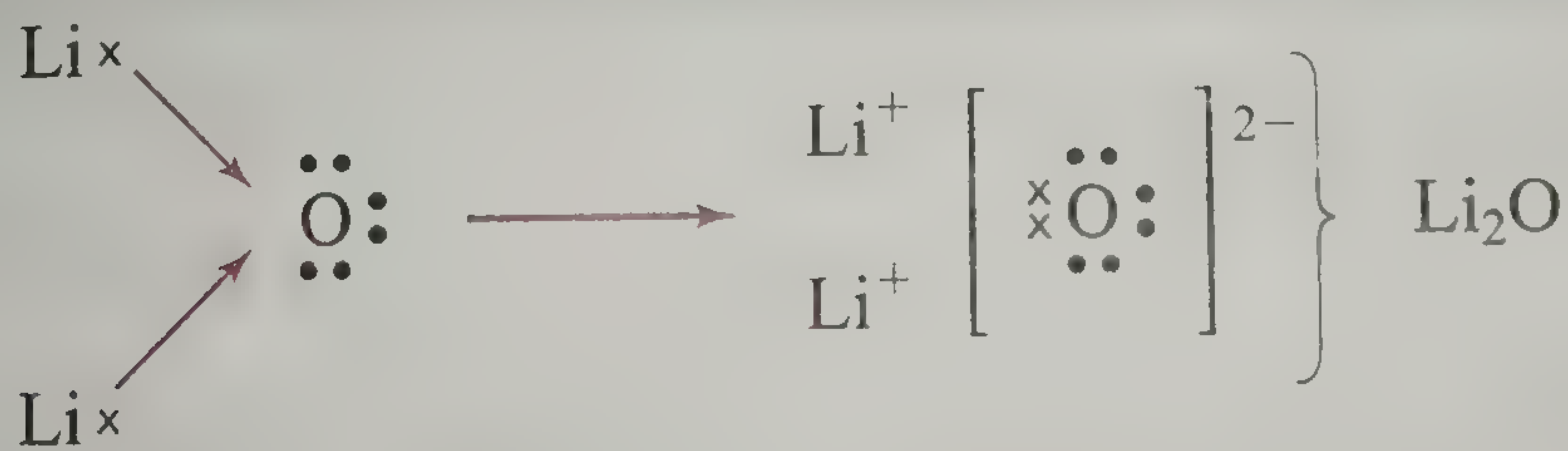
• Ligação entre Li e O



Considerando os subníveis, temos:



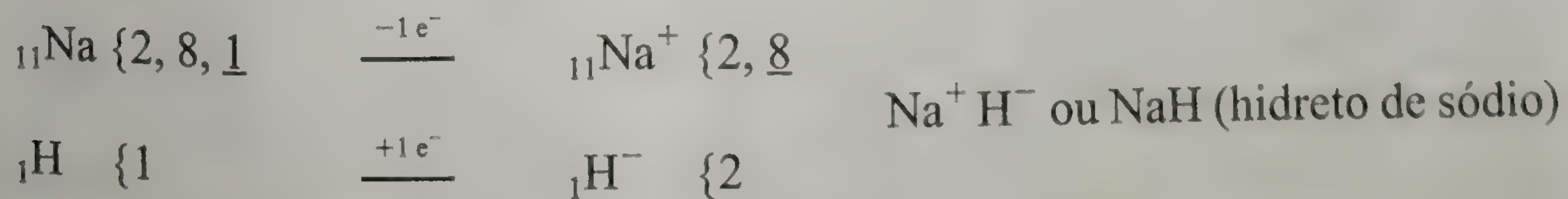
Esquema de Lewis:



Observações

O hidrogênio localizado no grupo *1A* tem 1 elétron na camada de valência, mas, em presença de metais, tende a receber um elétron.

Exemplo:



Alguns metais, como Fe, Cu e Ag, estabilizam-se sem adquirir a configuração de gás nobre.

Exemplo:

O Fe pode apresentar cargas elétricas $2+$ e $3+$.



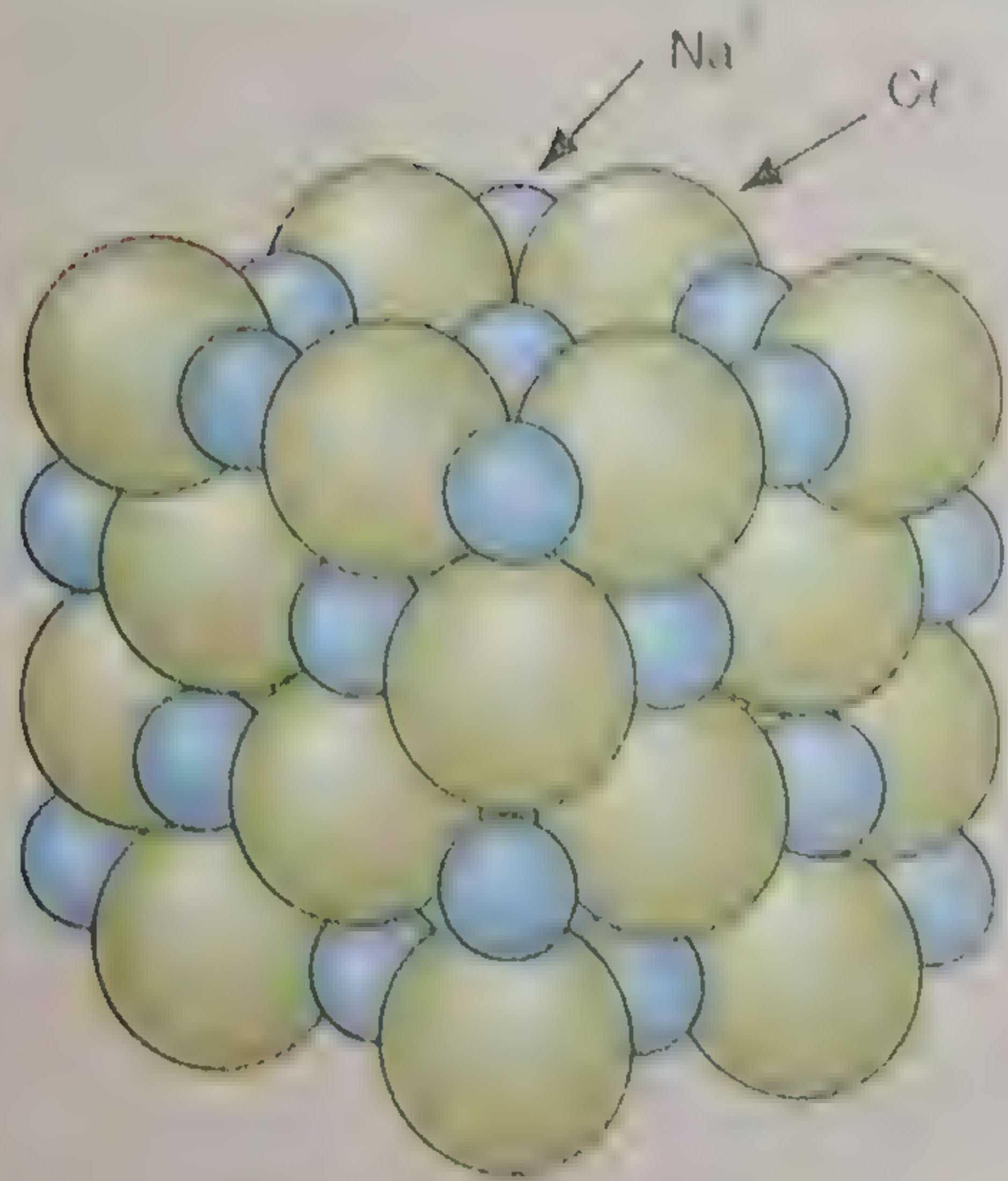
Propriedades das substâncias iônicas

- As substâncias iônicas apresentam-se geralmente no estado sólido, com os íons aglomerados e distribuídos geometricamente no espaço formando um retículo cristalino.

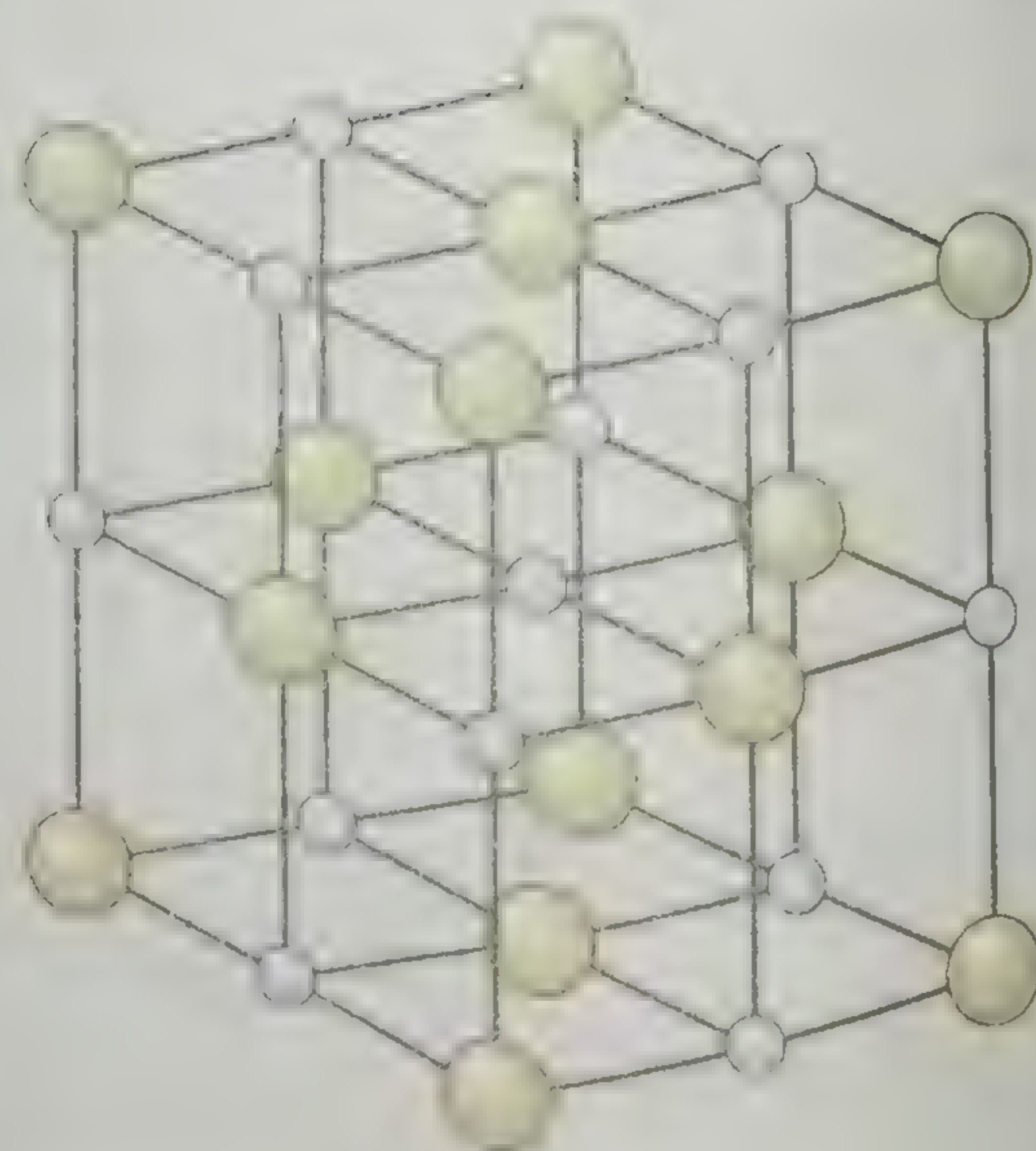


Cristal de NaCl (cloreto de sódio).

78



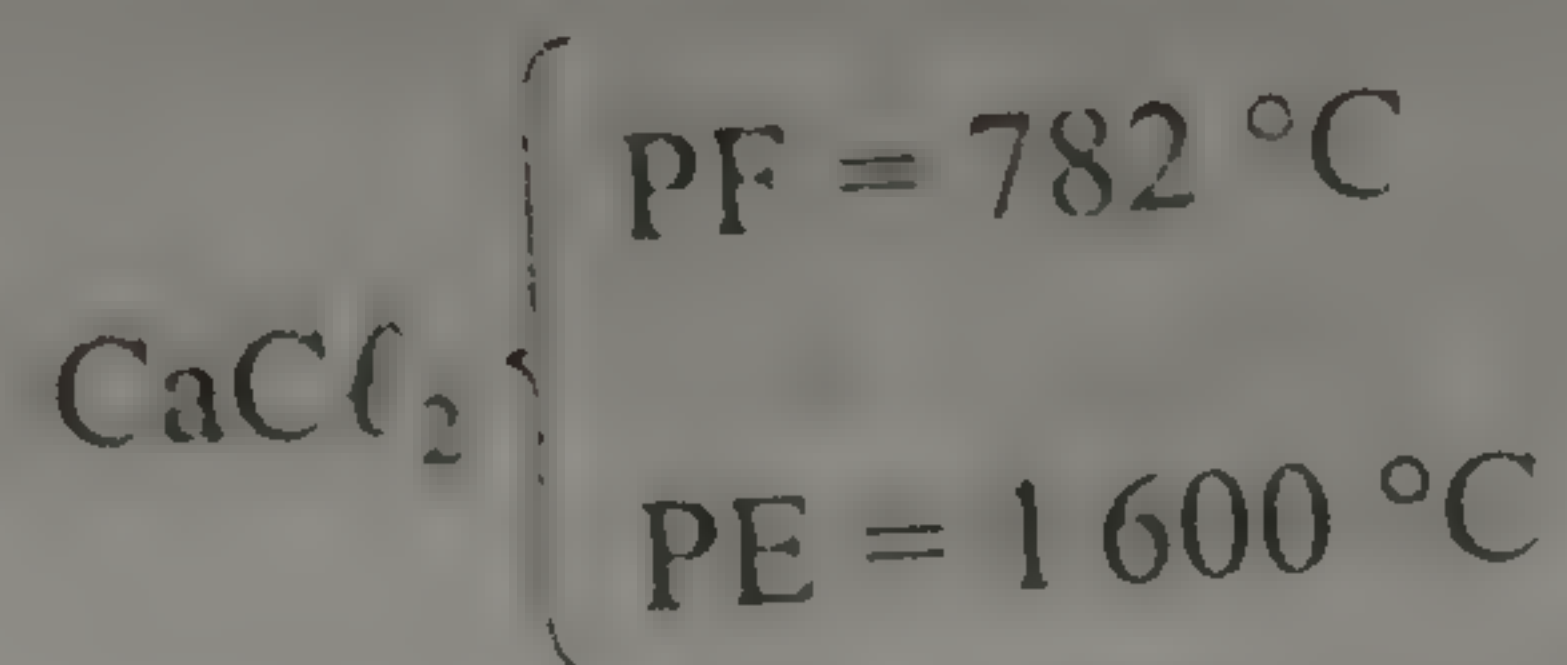
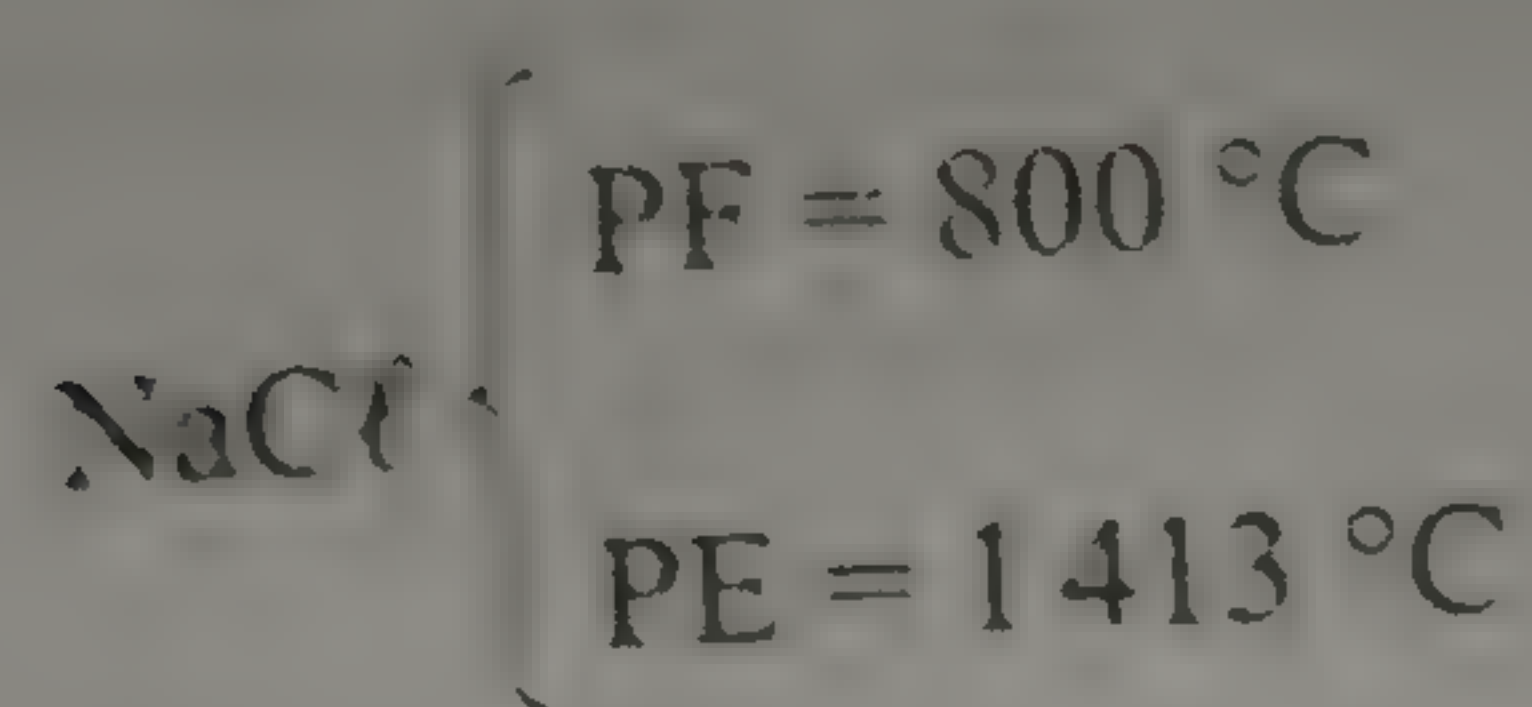
Retículo cristalino do NaCl no espaço



Retículo cristalino do NaCl em esquema

- As substâncias iônicas têm PF e PE elevados devido à forte interação entre os íons.

Exemplos:



- Um número considerável de substâncias iônicas é solúvel em água.
- As substâncias iônicas são boas condutoras de corrente elétrica em solução aquosa ou no estado líquido (quando fundidas) devido à presença de íons em movimento.

INTERATIVOS

Considerando os átomos de $_{13}\text{Al}$ e $_8\text{O}$:

- Dê a fórmula da substância iônica formada consultando a classificação periódica.
- Efetue a ligação iônica pelo esquema de Lewis.

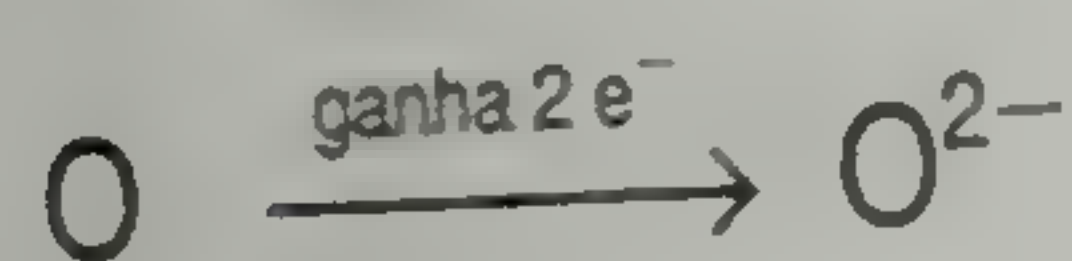
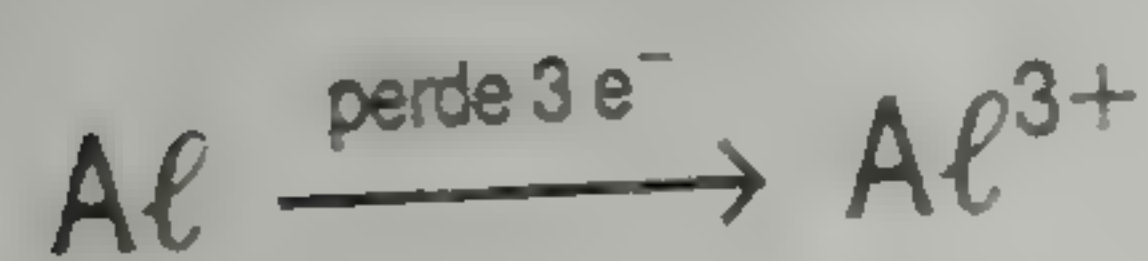
Resolução

- Consultando a tabela, temos:

Al é metal da família 3A.

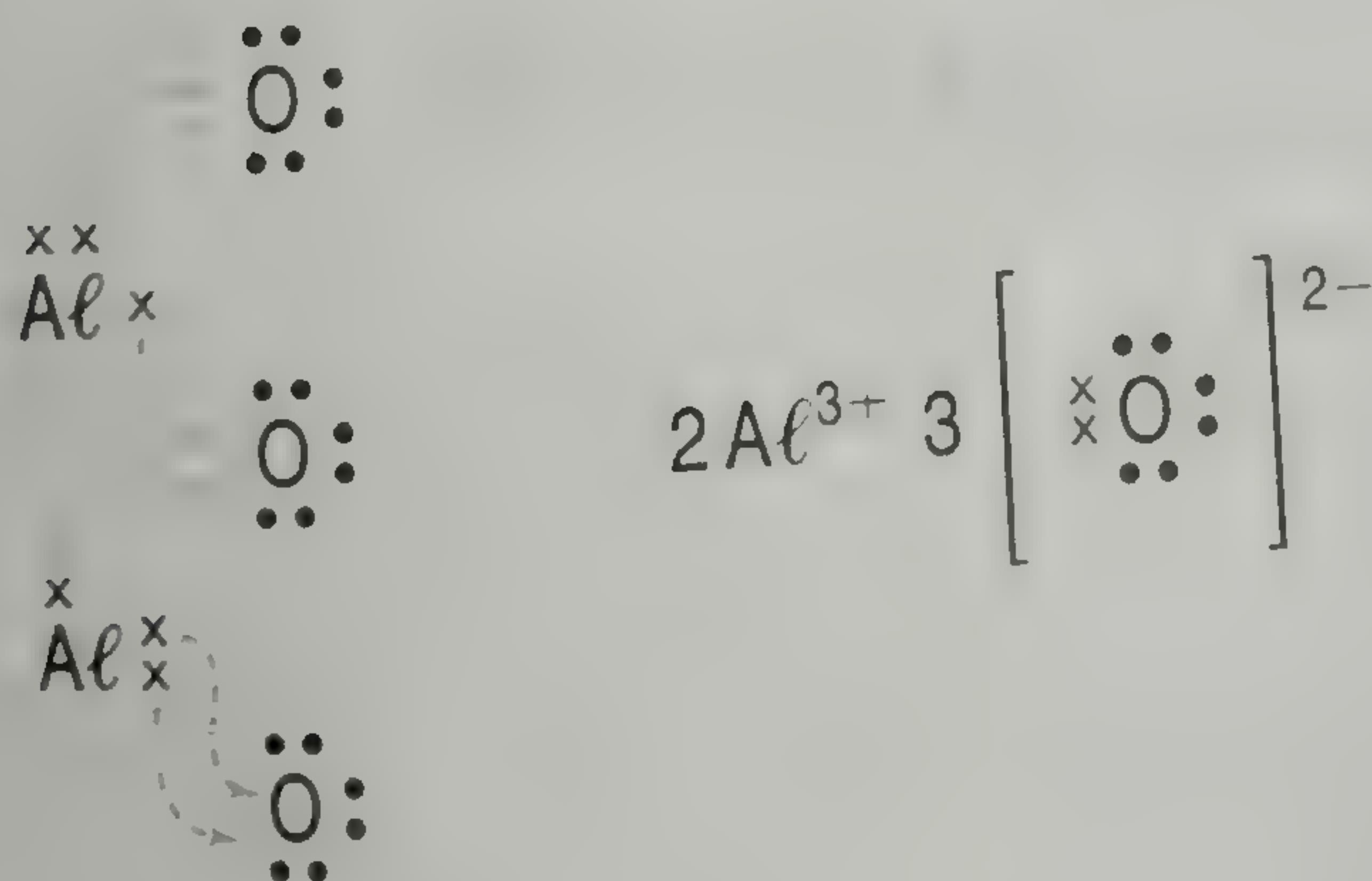
O é não-metal da família 6A.

Lembre-se, os metais doam elétrons aos não-metais, portanto:



Al_2O_3 (óxido de alumínio)

b)



Resposta

a) Al_2O_3

b) Vide esquema.

EXERCÍCIOS

- Considerando a ligação iônica formada pelos elementos representativos, escolha dois elementos que:
 - formam íons de carga +1;
 - formam íons de carga -2;
 - formam íons de carga +2;
 - formam íons de carga -1.
- Um átomo pertence à família dos metais alcalinos. Indique alguns elementos com os quais ele poderia formar uma ligação iônica. (Utilize a tabela periódica.)
- Indique os grupos de elementos representativos que podem formar ligação iônica com um calcogênio.
- Determine a fórmula das substâncias obtidas por meio de ligação iônica entre os átomos de:

a) Mg e I	c) Ca e S	e) Na e Se
b) P e K	d) Al e S	f) Al e F
- Determine o número de elétrons presentes nos seguintes íons:

a) Ca^{2+} 18	c) Li^+ 2	e) Se^{2-} 36
b) N^{3-} 10	d) Ga^{3+} 28	f) F^- 10
- As espécies isoeletrônicas apresentam o mesmo número de elétrons. Dentre as partículas abaixo são isoeletrônicas:

a) Mg^{2+} , P^{3-} , S^{2-}	c) Cl^- , Ne, K^+
b) Al^{3+} , Ne, O^{2-}	d) Br^- , Ca^{2+} , Kr
- (PUCCAMP-SP) Dentre as propriedades das substâncias:
 - elevada temperatura de fusão;
 - boa condutividade elétrica no estado sólido;
 - formação de solução aquosa condutora de corrente elétrica;
 - elevada solubilidade em líquidos apolares.
 Quais caracterizam compostos iônicos?
 - I e II
 - I e III
 - II e III
 - II e IV
 - III e IV
- (ESAM) No composto CaH_2 , os átomos de cálcio estão sob a forma de íons Ca^{2+} . Os átomos de hidrogênio estão, portanto, sob a forma de íons:

a) H^-	c) H_2^+	e) H^{2-}
b) H^+	d) H_2^-	

9. (UEL-PR) Se uma substância XY_2 tem propriedades características de um composto iônico, há possibilidade de X e Y, na classificação periódica, pertencerem às famílias:

- a) 1A e 6A c) 3A e 5A e) 5A e 3A
 b) 2A e 7A d) 4A e 6A

10. (UEL-PR) Quais das seguintes fórmulas exemplificam uma substância iônica?

- a) PI_2 c) SiO_2 e) BF_3
 b) KBr d) SCl_6

Ligação covalente

Ocorre quando átomos de não-metais e/ou hidrogênio compartilham pares de elétrons.

Pode ser comum e dativa.

Ligação covalente comum

Na ligação covalente comum, o par de elétrons é formado por um elétron de cada átomo, não importando se os átomos são iguais ou diferentes. Esse par de elétrons passa a pertencer simultaneamente aos dois átomos. O número de pares formados depende do número de elétrons que faltam para cada átomo atingir a estabilidade. A valência dos átomos é determinada pelo número de pares eletrônicos da ligação.

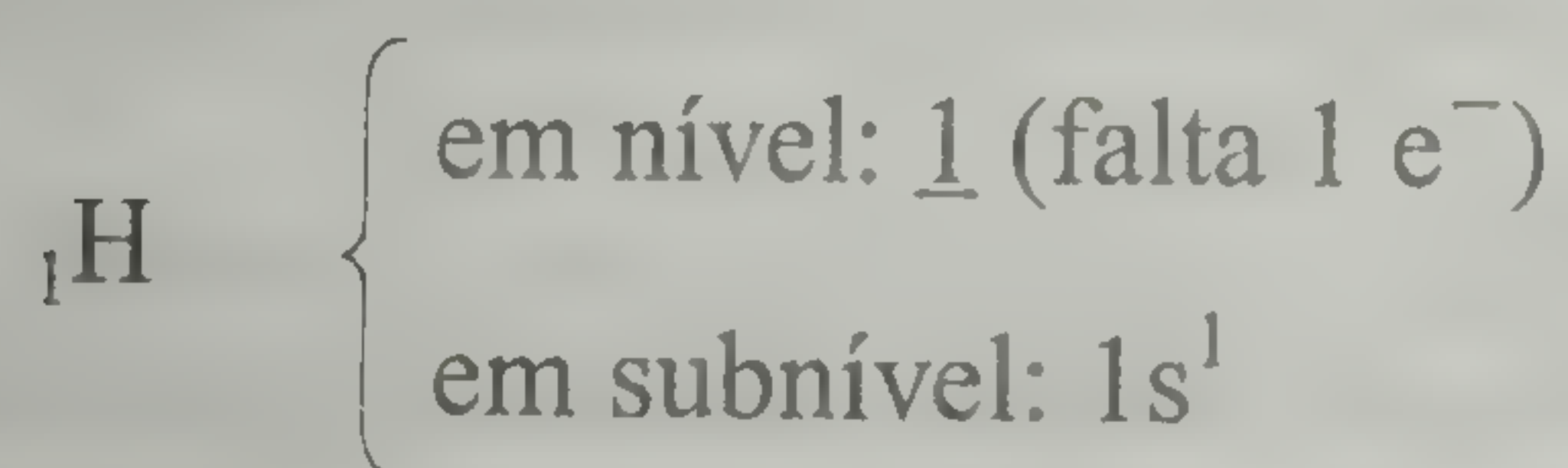
As moléculas são formadas pelo compartilhamento de elétrons; as substâncias assim originadas denominam-se *moleculares*.

As moléculas e suas ligações podem ser representadas pelas fórmulas eletrônica (ou de Lewis), estrutural e molecular.

A fórmula estrutural representa com um traço cada par de elétrons que forma a ligação. A fórmula molecular indica o número de átomos de cada elemento na molécula.

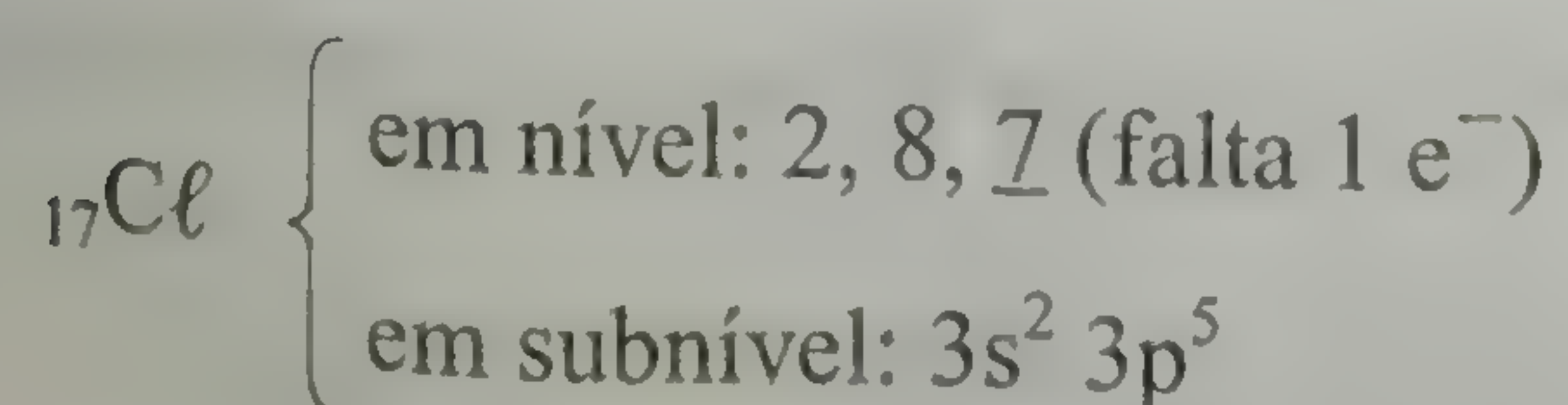
Exemplos:

- Ligação entre os átomos de H



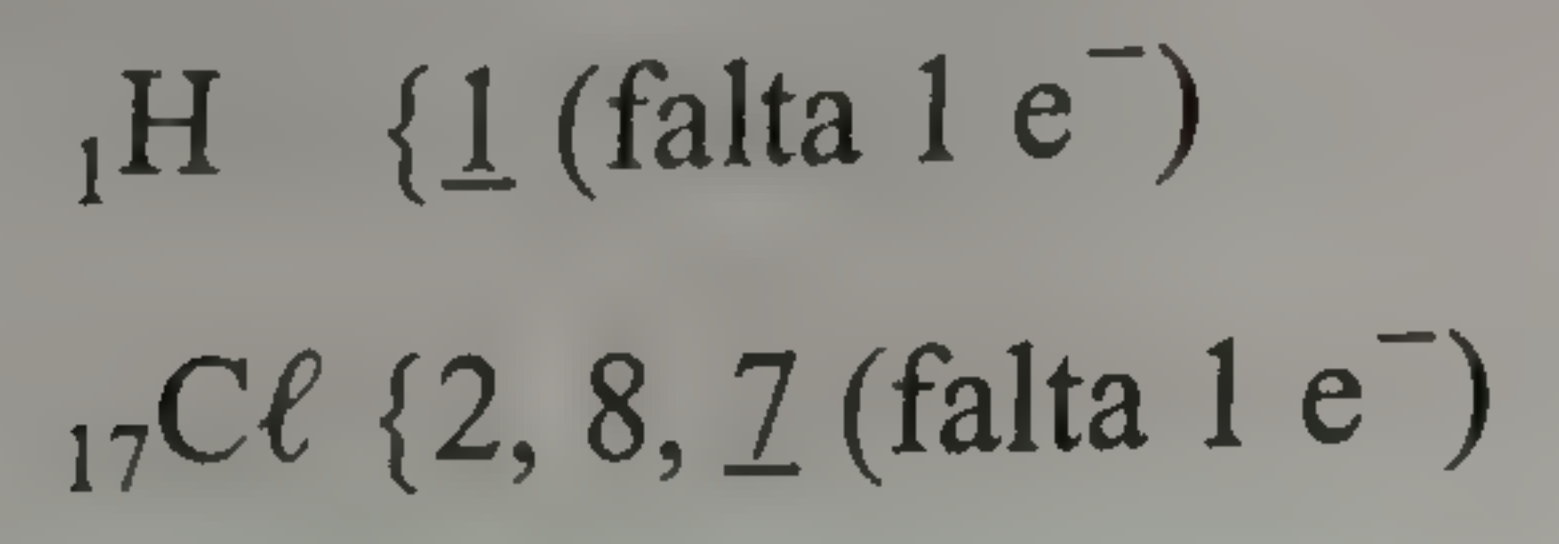
	Fórmula eletrônica	Fórmula estrutural	Fórmula molecular
H x	H $\times \times$ H	H — H	H_2 gás hidrogênio
H x			

- Ligação entre os átomos de Cl



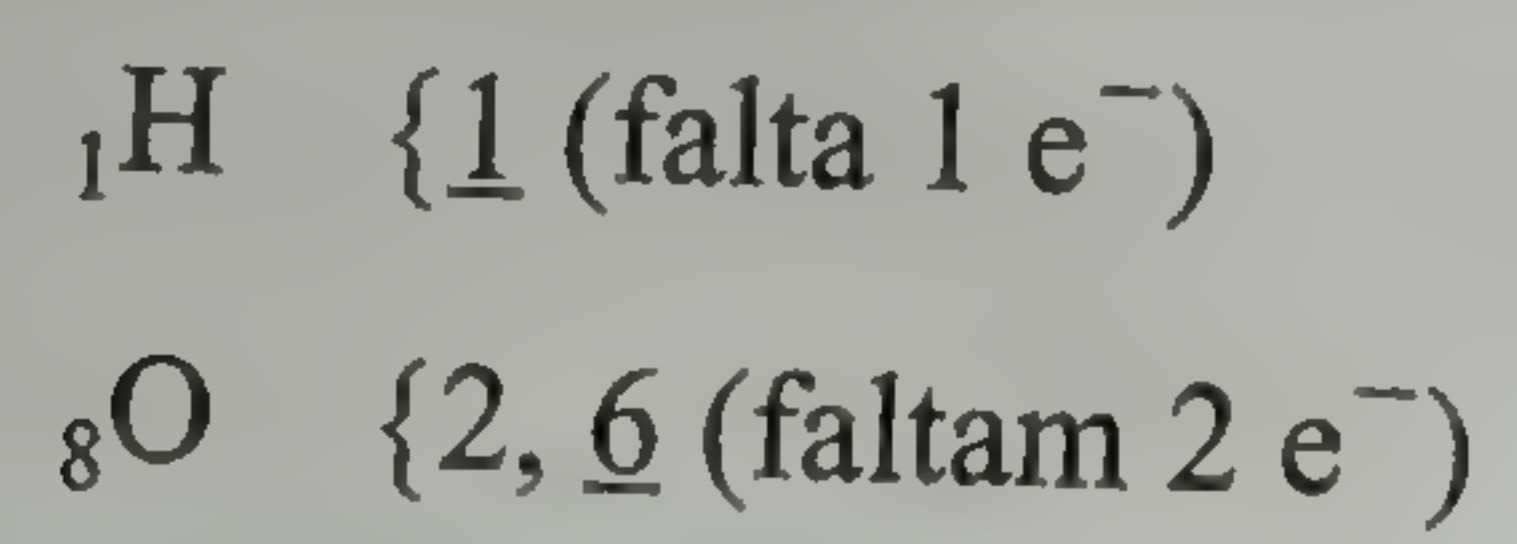
Fórmula eletrônica	Fórmula estrutural	Fórmula molecular
$\begin{array}{c} \cdot \ddot{\text{Cl}} : \\ \cdot \ddot{\text{Cl}} : \end{array} \longrightarrow : \ddot{\text{Cl}} : \ddot{\text{Cl}} :$	$\text{Cl} - \text{Cl}$	Cl_2 gás cloro

- Ligação entre os átomos de H e Cl



Fórmula eletrônica	Fórmula estrutural	Fórmula molecular
$\begin{array}{c} \text{H} \times \\ \cdot \ddot{\text{Cl}} : \end{array} \longrightarrow \text{H} \times : \ddot{\text{Cl}} :$	$\text{H} - \text{Cl}$	HCl gás clorídrico

- Ligação entre os átomos de H e O



Fórmula eletrônica	Fórmula estrutural	Fórmula molecular
$\begin{array}{c} \text{H} \times : \ddot{\text{O}} : \\ \text{H} \times \end{array} \longrightarrow \begin{array}{c} \text{H} \times : \ddot{\text{O}} : \\ \\ \text{H} \times \end{array}$	$\begin{array}{c} \text{H} - \text{O} \\ \\ \text{H} \end{array}$	H_2O água

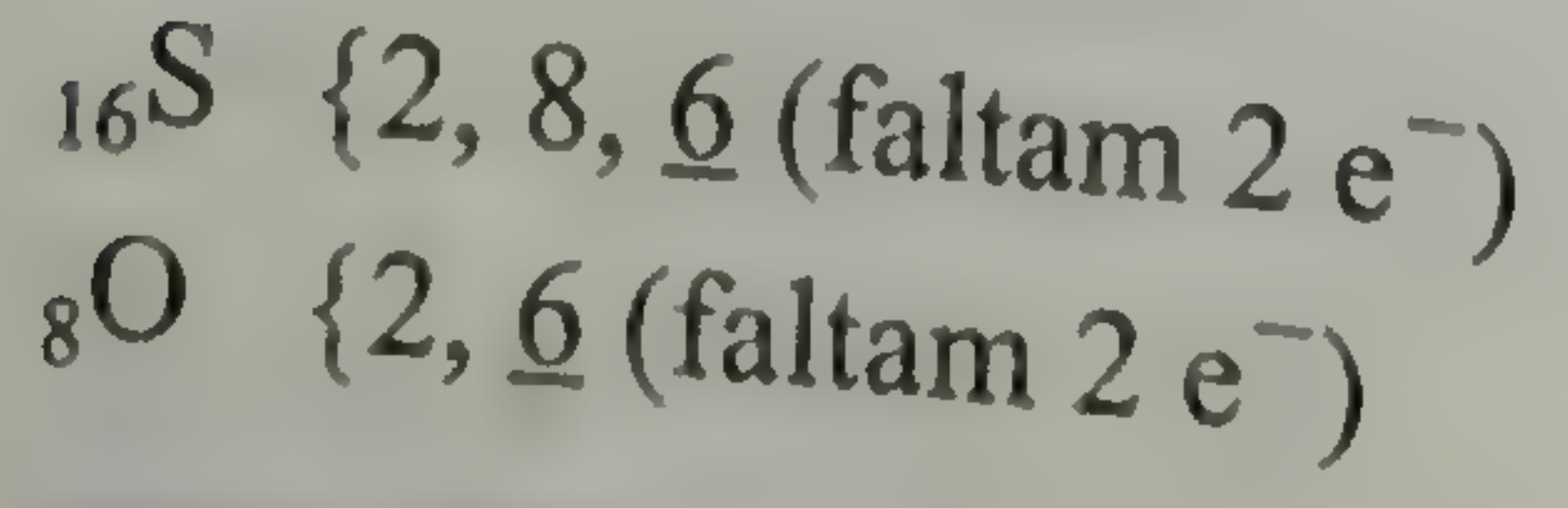
Ligação covalente dativa ou coordenada

Existem compostos moleculares em que o número de átomos presentes não pode ser explicado considerando-se apenas a ligação covalente comum. Nesse caso, ocorre compartilhamento de pares de elétrons provenientes de um único átomo. Esse tipo de ligação recebe o nome de *covalente dativa* ou *coordenada* e equivale a duas unidades de valência.

Na fórmula estrutural, representa-se a ligação dativa por meio de uma seta.

Exemplos:

- Vamos considerar o dióxido de enxofre (SO_2) e verificar as ligações entre seus átomos.



15. Represente as fórmulas eletrônica e estrutural dos seguintes compostos:
- a) SO_2
- b) SO_3

b) SO_3

a) SO_2

16. Considerando as fórmulas estruturais das substâncias SO_2 e SO_3 , indique a valência de cada átomo.

17. (Esal-MG) O número máximo de ligações coordenadas ou dativas que o cloro pode efetuar é:

a) 1

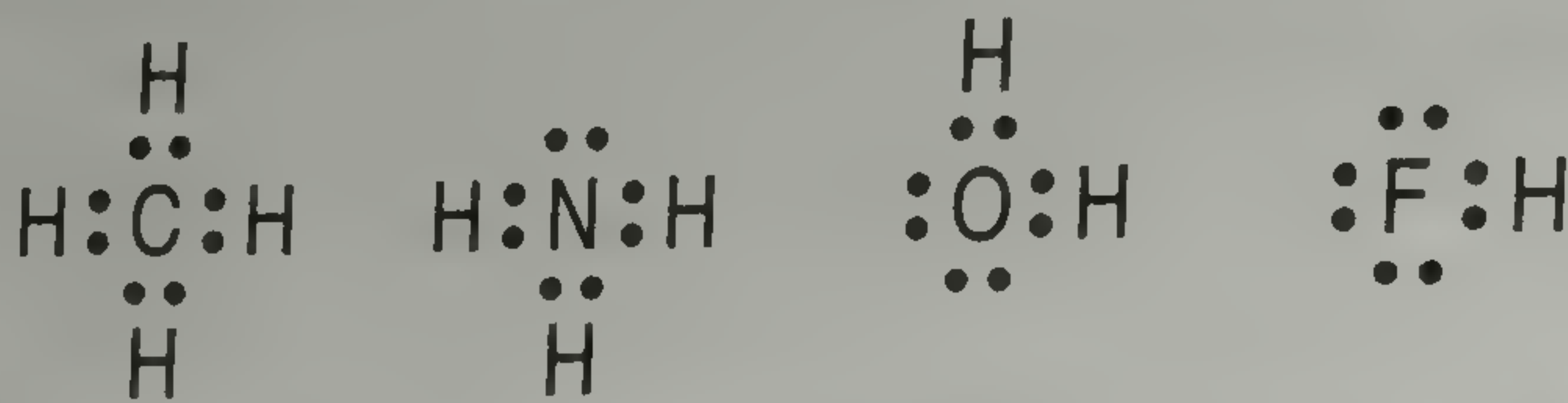
c) 3

e) 5

b) 2

d) 4

18. (Unicamp-SP) Observe as seguintes fórmulas eletrônicas (esquemas de Lewis):



Consulte a classificação periódica dos elementos e escreva as fórmulas eletrônicas das moléculas formadas pelos seguintes elementos:

- a) fósforo e hidrogênio.
b) enxofre e hidrogênio.
c) flúor e carbono.

● Polaridade de ligações

Quando se tem uma ligação covalente entre átomos iguais, o par de elétrons é igualmente atraído pelos átomos da ligação. Assim, as cargas negativas ficam uniformemente distribuídas entre os átomos.

Essas ligações são chamadas apolares e podem ocorrer também entre átomos diferentes que possuam eletronegatividades iguais.

Exemplos de substâncias cujas ligações são apolares: $\text{H} - \text{H}$; $\text{Cl} - \text{Cl}$; $\text{S} = \text{C} = \text{S}$.

A medida da eletronegatividade dos elementos químicos pode ser verificada na tabela de Linus Pauling.

[illegible]

Quando os átomos que formam a ligação covalente possuem eletronegatividades diferentes, o par de elétrons não é igualmente atraído. Assim, as cargas negativas não

ficam uniformemente distribuídas entre os átomos, porque o elemento mais eletronegativo exerce uma atração maior sobre o par de elétrons. Surgem na molécula regiões com cargas parciais positiva (δ^+) e negativa (δ^-), que correspondem respectivamente aos pólos positivo e negativo.

Exemplos de substâncias cujas ligações são polares:



Quanto maior a diferença de eletronegatividade entre os átomos, maior é a polaridade da ligação. Assim, pode-se ter desde uma ligação apolar (elementos de mesma eletronegatividade) até uma ligação iônica.

Por exemplo: $\text{H} - \text{H}$ é apolar, $\text{H} - \text{Cl}$ é polar e NaCl é iônica.

EXERCÍCIOS

19. Consultando a tabela de eletronegatividade, destaque as substâncias que possuem ligações polares e apolares:
- a) O_2 c) PH_3 e) CCl_4
b) NCl_3 d) Cl_2O f) CO_2
20. Escreva a fórmula das substâncias resultantes da associação do bromo com cada um dos elementos seguintes:
- a) hidrogênio; c) carbono; e) fósforo;
b) potássio; d) oxigênio; f) arsênio.
21. Nos compostos obtidos no exercício anterior, examine quais apresentam ligações covalentes polarizadas.

Ligação metálica

É a ligação que ocorre entre átomos de metais. Devido à elevada eletropositividade dos metais, quando seus átomos se aproximam, ocorre, em cada átomo, um afastamento dos elétrons da camada de valência.

Os núcleos, juntamente com os elétrons restantes, formam cátions que ficam mergulhados na "nuvem eletrônica" dos elétrons periféricos denominados elétrons livres. A presença de elétrons deslocalizados explica algumas das propriedades dos metais, como a condutividade elétrica.

Propriedades das substâncias metálicas

- Os metais apresentam cátions no retículo cristalino.
- Os metais são bons condutores de energia elétrica, principalmente no estado sólido, devido à movimentação dos elétrons livres.

9	F
4,0	
17	Cl
3,0	
35	Br
2,8	
53	I
2,5	
85	At
2,2	

- Os PF e PE dos metais são bem variados e abrangem uma faixa bem ampla.

Exemplos:

$$\text{Cs} \begin{cases} \text{PF} = 28,4^\circ\text{C} \\ \text{PE} = 670^\circ\text{C} \end{cases}$$

$$\text{W} \begin{cases} \text{PF} = 3\,410^\circ\text{C} \\ \text{PE} = 5\,900^\circ\text{C} \end{cases}$$

Nas condições ambientes são sólidos, exceto o mercúrio, que é líquido, e o cério, que, dependendo da temperatura ambiente, também é líquido.


- Os metais são em grande parte maleáveis (podem ser transformados em lâminas) e dúcteis (podem ser transformados em fios).
- • Apresentam brilho característico.

EXERCÍCIOS

22. A ligação metálica é caracterizada pela ligação entre:
- átomos de metal e de não-metal.
 - átomos de não-metal.
 - átomos de semimetal e de não-metal.
 - átomos apenas de metal.
23. Os elétrons que constituem a "nuvem de elétrons livres" são:
- todos os elétrons dos átomos de metal.
 - quaisquer elétrons dos átomos de metal.
 - apenas os elétrons da camada de valência do metal.
 - somente os elétrons dos metais alcalinos.
24. Na ligação metálica, os átomos dos metais estão ligados devido:
- à formação de cátions e ânions.
 - à formação de pares de elétrons.
 - à atração elétrica entre cátions e ânions.
 - à atração elétrica entre cátions e elétrons da última camada.
25. (UFRS) Exemplos apropriados dos três tipos de ligação química mais comuns são:
- | Tipo de ligação | | |
|--------------------------|----------------------|-------------|
| Iônica | Covalente | Metálica |
| a) KCl | H_2 | S (sólido) |
| b) HCl | O_2 | P (sólido) |
| c) Na_2O | O_3 | Cu (sólido) |
| d) CaO | LiBr | Ni (sólido) |
| e) O_2 | H_2O | Na (sólido) |

COMPARAÇÃO ENTRE AS PROPRIEDADES DAS SUBSTÂNCIAS NAS CONDIÇÕES AMBIENTAIS

Iônica	NaCl (sal de cozinha)	Elevados, devido à forte atração entre os íons.	Sólidos.	Cristal iônico: forças de atração entre íons.	Bons condutores no estado líquido e em solução aquosa. Não-condutores no estado sólido.	Geralmente solúveis em água e em solventes polares.	São sólidos, duros e quebradiços.
	MgSO ₄ (sal amargo)						
	NaOH (soda cáustica)						
	NaNO ₃ (salitre)						
	CaO (cal virgem)						
Molecular	Cl ₂ (gás cloro)	Geralmente baixos, devido à fraca interação entre as moléculas.	Sólidos, líquidos, gasosos.	Cristal molecular: forças de atração entre moléculas.	Não conduzem a corrente elétrica por serem formados por moléculas.	Geralmente solúveis em solventes apolares.	Algumas substâncias sofrem sublimação, tais como o iodo (I ₂) e o naftaleno (naftalina).
	O ₂ (gás oxigênio)						
	H ₂ O (água)						
	C ₂ H ₅ OH (álcool comum)						
	C ₁₂ H ₂₂ O ₁₁ (sacarose)						
Metálica	Al (alumínio)	Elevados, devido à forte atração entre os cátions e o "mar de elétrons livres".	Sólidos, com exceção do mercúrio, que é líquido.	Cristal metálico: forças de atração entre cátions e elétrons livres.	São os melhores condutores, conduzindo eletricidade principalmente no estado sólido, devido à presença de elétrons livres.	Insolúveis em qualquer solvente.	Apresentam brilho metálico. Facilmente se transformam em lâminas (maleáveis) e em fios (dúcteis).
	Fe (ferro)						
	Mg (magnésio)						
	Pb (chumbo)						
	W (tungstênio)						
	Au (ouro)						
	Ag (prata)						
	Cu (cobre)						



Reações químicas: transformações de substâncias

As transformações ocorridas na natureza sempre despertaram curiosidade.

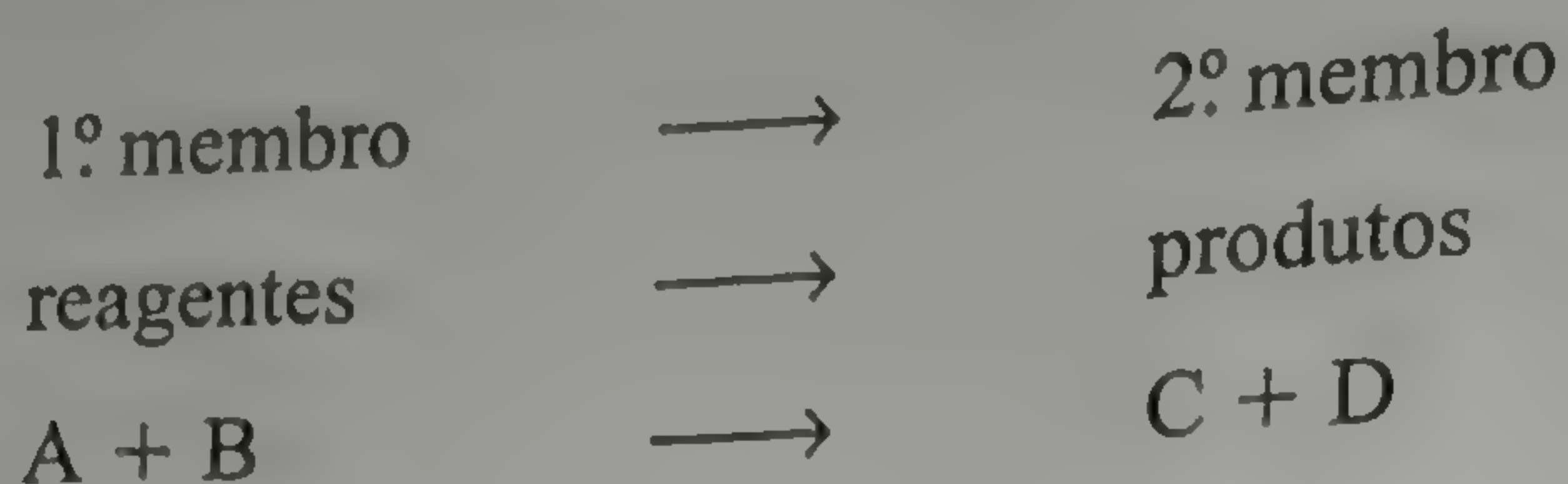
O homem sentiu necessidade de organizar e registrar seus conhecimentos para preservá-los e transmiti-los à humanidade. Daí a importância da criação de uma simbologia, que fosse compreensível universalmente, própria para representar os materiais conhecidos e suas transformações.

É incalculável a variedade de reações químicas, pois elas se manifestam nas mais diversas formas e locais. Acontecem a todo instante, seja em nosso corpo, o grande laboratório da vida, seja no motor a combustão de um carro em movimento, seja mesmo na formação da chuva ácida que agride o ambiente.

Em geral, as transformações podem ser visualizadas quando ocorrem: formação de substâncias insolúveis, mudança de cor no sistema, desprendimento de gás. Em alguns casos, são necessários outros métodos para verificar a ocorrência de reação.

Equação química

Cada reação é representada por uma *equação química*. Colocam-se os reagentes no primeiro membro e os produtos no segundo membro separados por uma seta.



As substâncias são representadas por meio de suas fórmulas, e o número de átomos de cada elemento presente no primeiro membro deverá ser igual ao número de átomos desse elemento no segundo membro. Para conseguir essa igualdade, faz-se o balanceamento da reação, isto é, utiliza-se certo número de moléculas de reagentes e produtos, cujos valores são denominados *coeficientes da equação*.

Exemplos:

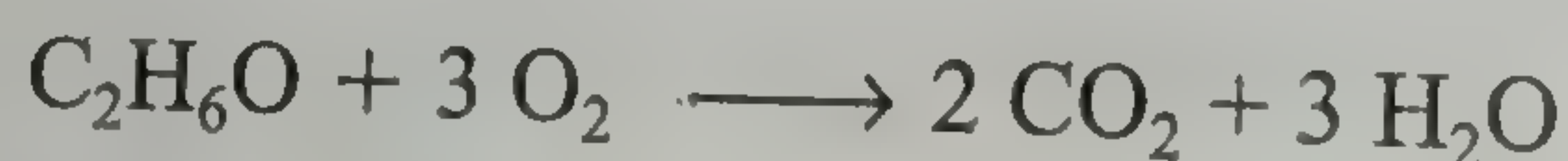
A água pode ser obtida pela reação entre hidrogênio e oxigênio:



Coeficientes:



Quando se queima o etanol (álcool comum), produz-se gás carbônico e vapor de água:



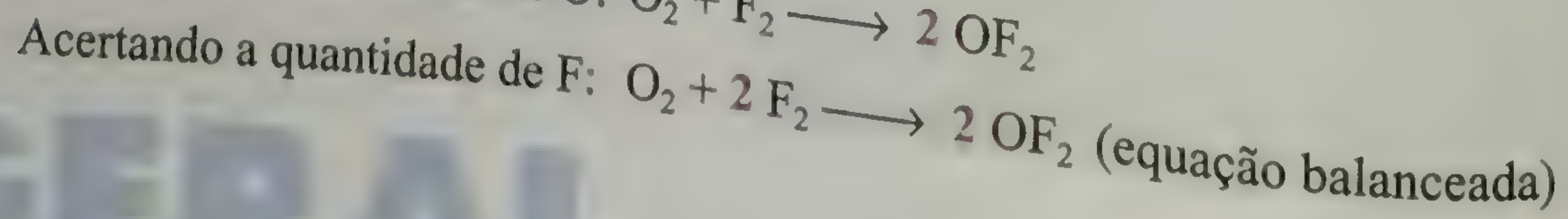
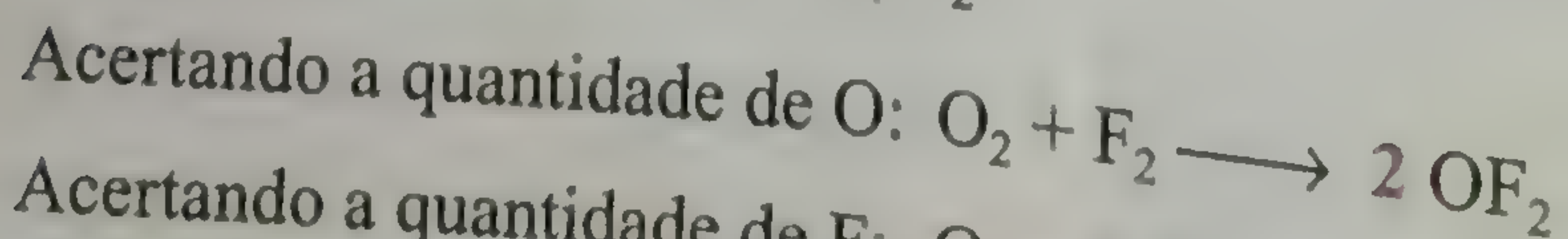
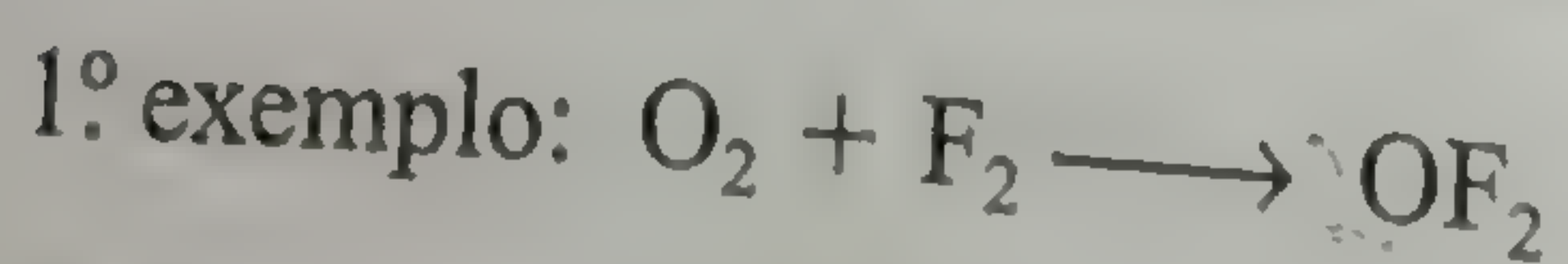
Coeficientes:



Balanceamento de equações

Balancear uma equação química é acertar seus coeficientes. Uma das formas de balanceamento é o método das tentativas, que consiste em:

- Procurar um elemento que se apresente apenas num reagente (1º membro) e apenas num produto (2º membro).
- Determinar os coeficientes das substâncias a que esse elemento pertence, igualando seu número de átomos.
- Partindo-se do par de coeficientes dados inicialmente, igualar o número de átomos dos demais elementos e assim encontrar os coeficientes restantes.

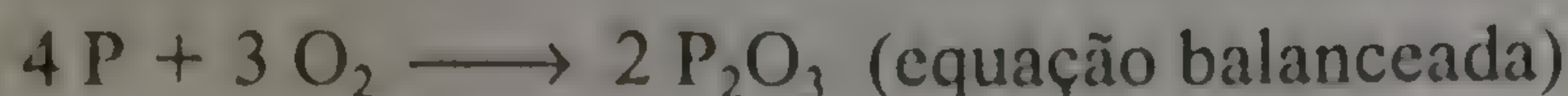


2º exemplo: $P + O_2 \longrightarrow P_2O_3$

Acertando a quantidade de P: $2 P + O_2 \longrightarrow P_2O_3$

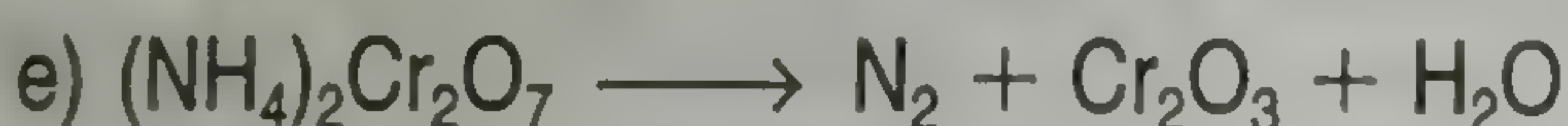
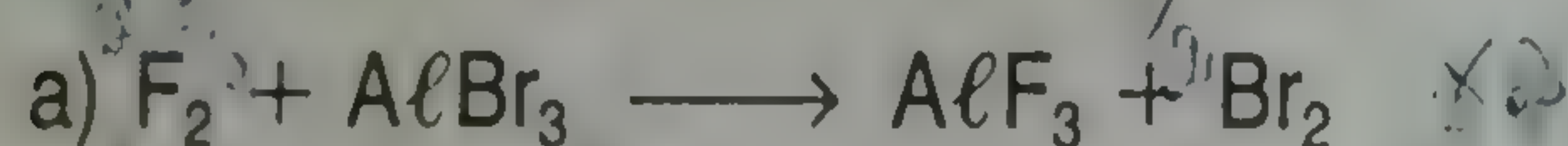
Acertando a quantidade de O: $2 P + 3 O_2 \longrightarrow 2 P_2O_3$

No 2º membro, o número de átomos de P foi alterado; portanto, é preciso rever a quantidade de P :



EXERCÍCIOS

1. Determine os coeficientes mínimos inteiros das equações químicas abaixo.



2. Considerando-se a equação química:



os coeficientes mínimos inteiros para balancear essa equação são:

a) 2, 11, 1, 8

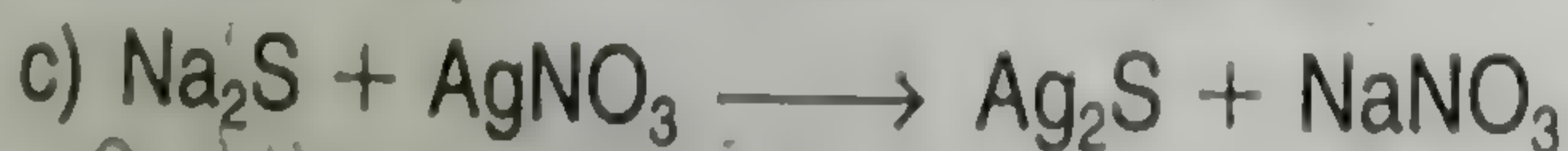
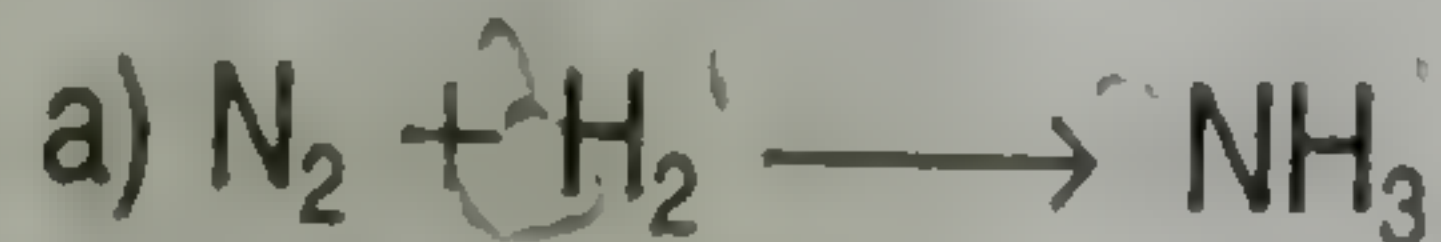
c) 4, 11, 2, 8

e) n.d.a.

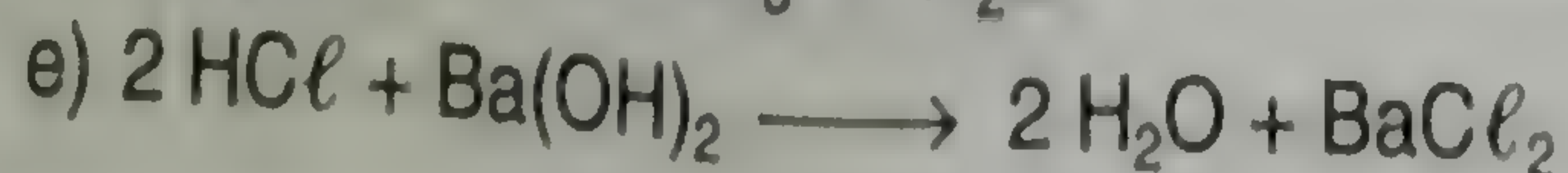
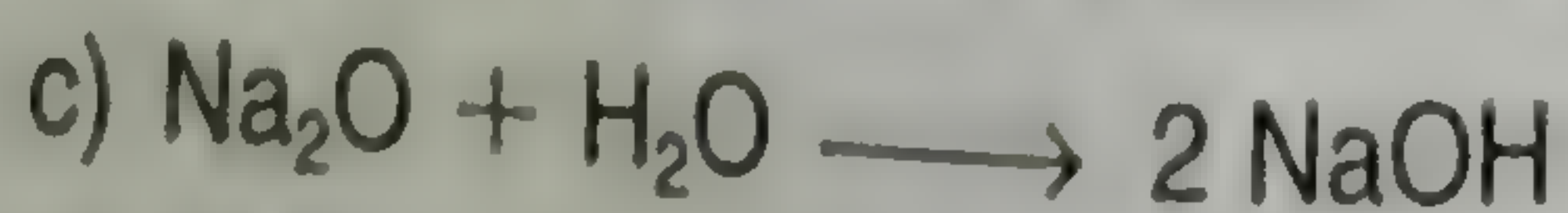
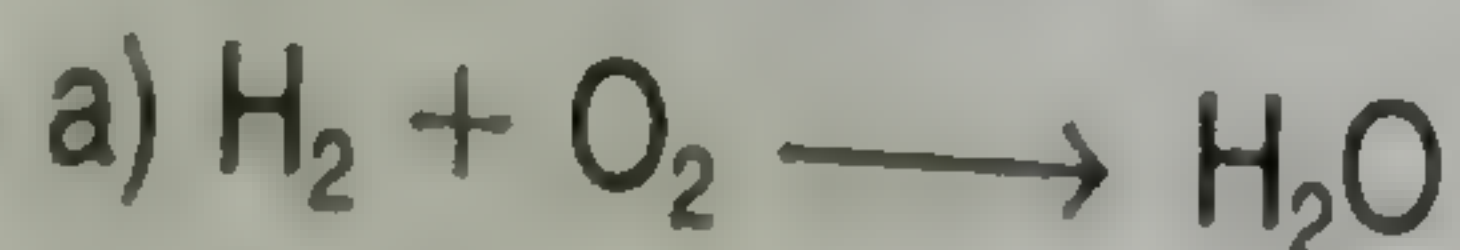
b) 2, 5, 2, 8

d) 4, 5, 2, 8

3. Balanceie as equações abaixo.



4. (Mack-SP) A equação que está balanceada de forma *incorreta* é:

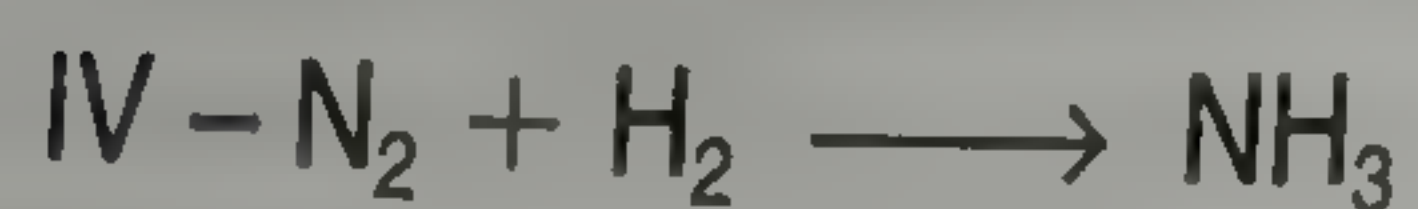
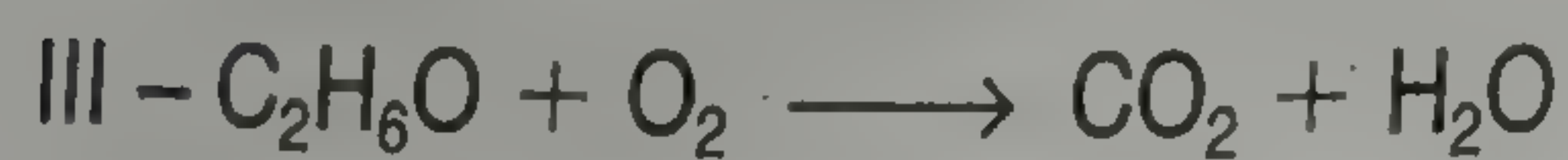
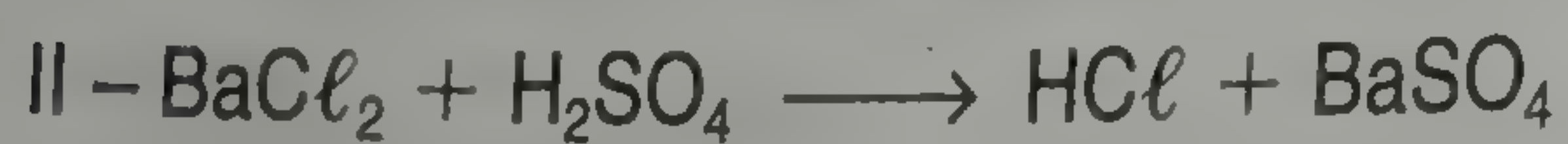


5. A acetona, nome popular da propanona, apresenta fórmula molecular C_3H_6O . Essa substância deve ser mantida distante de chama ou brasa por ser bastante inflamável. A equação da reação que representa sua queima é:



Determine os coeficientes que tornam a equação balanceada.

6. (Mack-SP) Das equações abaixo, estão balanceadas *incorretamente*:



a) somente I e II.

b) somente I e III.

c) somente II e IV.

d) somente II, III e IV.

e) todas.

Classificação das reações químicas

Baseando-se em critérios como a natureza das substâncias (simples ou compostas) e a quantidade de reagentes e produtos, classificam-se as reações em: reações de síntese, de decomposição, de simples troca ou deslocamento e de dupla troca.

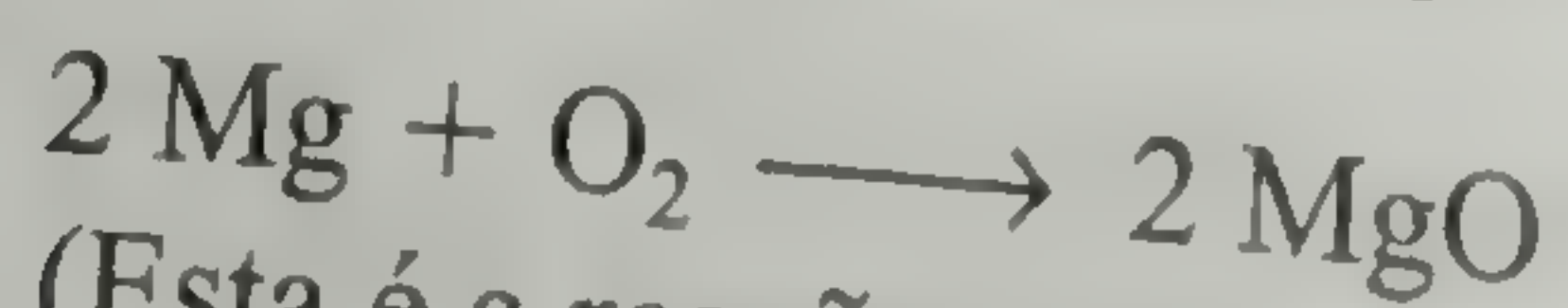
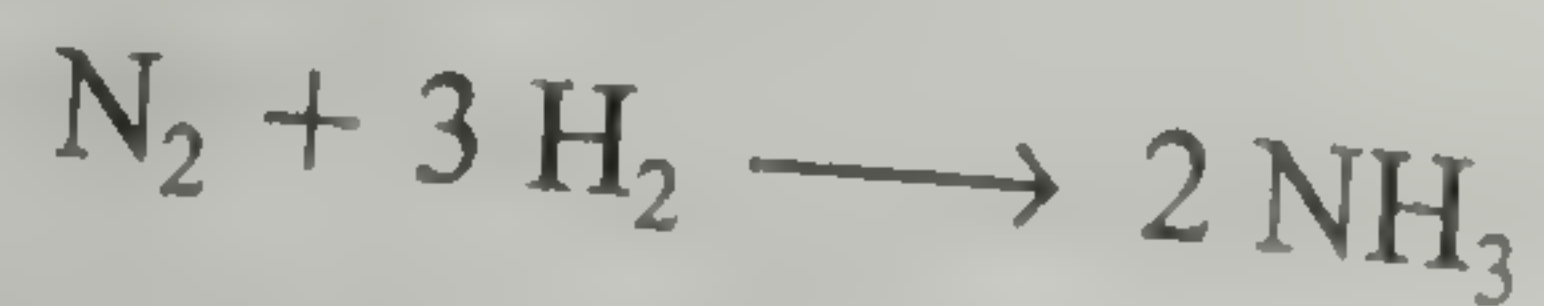
Reações de síntese

São aquelas em que um único produto é obtido a partir de vários reagentes. São também denominadas *reações de composição* ou *de adição*.

Se os reagentes forem substâncias simples, a reação será chamada de *síntese total*. Se forem substâncias compostas, a síntese será denominada *parcial*.

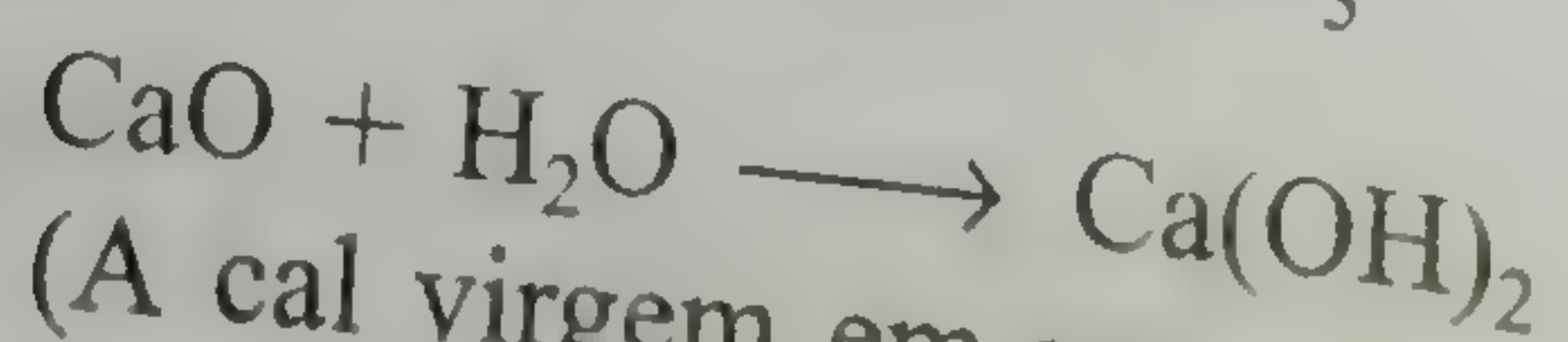
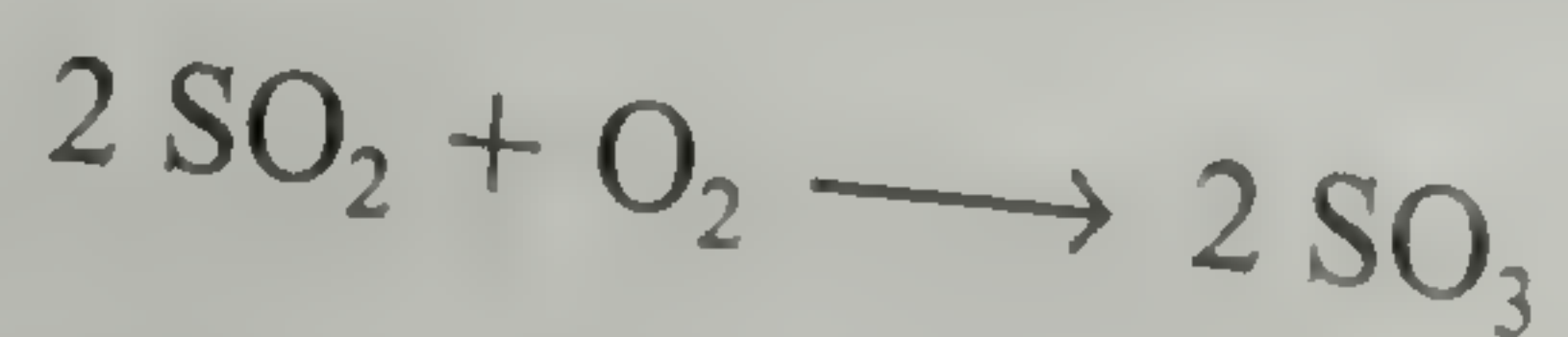
Exemplo:

Síntese total:



(Esta é a reação que ocorre no *flash* descartável.)

Síntese parcial:



(A cal virgem em presença de água resulta na cal extinta ou na cal apagada usada para caiar paredes.)



Sérgio Dutra Jr./The Next



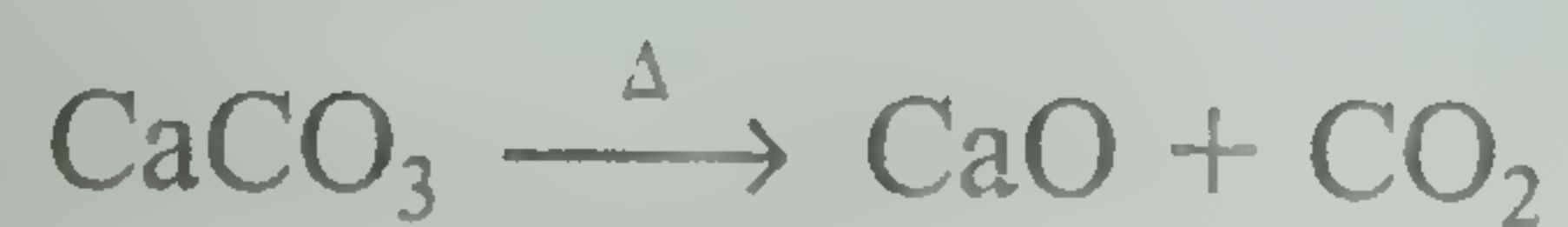
Sergio Doria Jr. The Next

Reações de decomposição

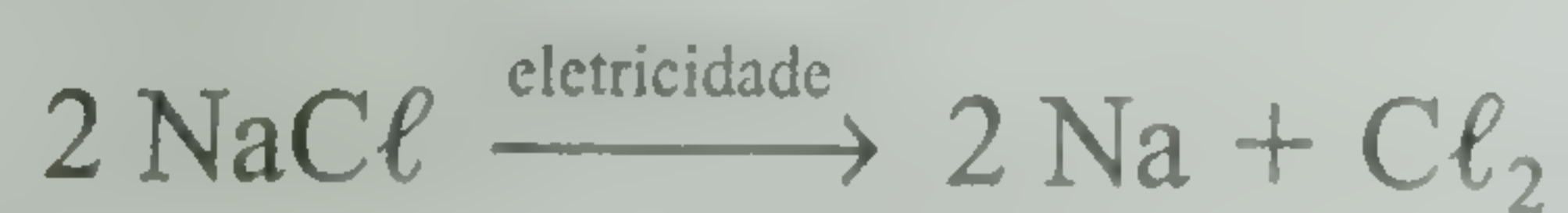
São aquelas em que vários produtos são obtidos a partir de um único reagente. Essas reações são também denominadas *reações de análise*.

Exemplos:

Decomposição do carbonato de cálcio do mármore pela ação de um forte aquecimento (pirólise):



Decomposição do NaCl fundido pela ação da corrente elétrica (eletrolise):



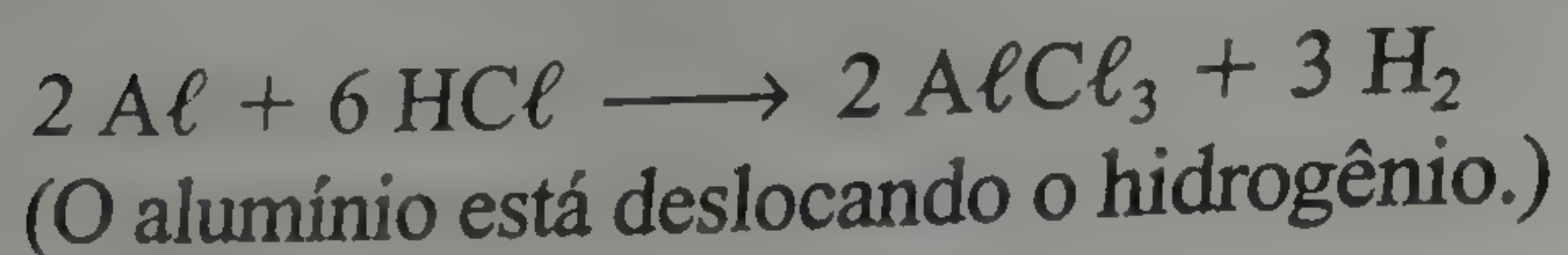
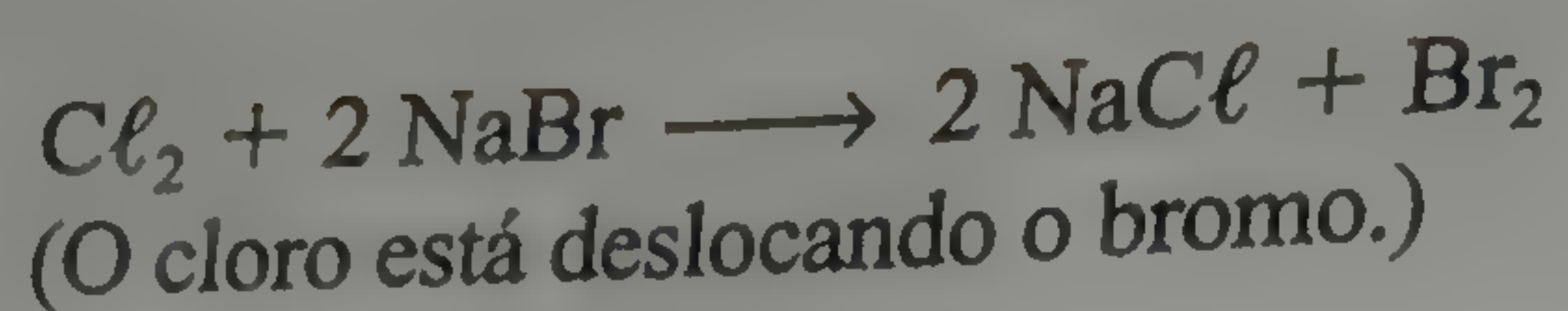
Decomposição da película do filme fotográfico pela ação da luz (fotólise):



Reações de simples troca ou deslocamento

Reações que ocorrem entre uma substância simples e uma composta produzindo novas substâncias: uma simples e uma composta.

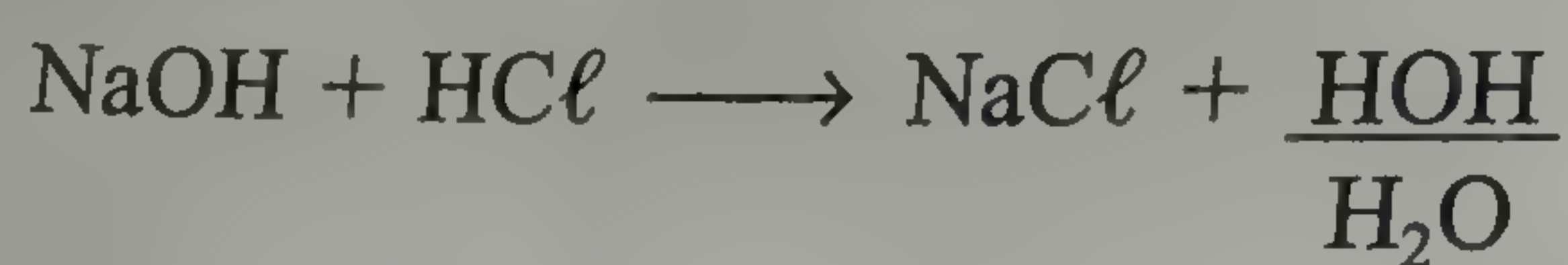
Exemplos:



Reações de dupla troca

Reações que ocorrem entre duas substâncias compostas produzindo duas novas substâncias compostas.

Exemplos:



EXERCÍCIOS

7. Classifique as reações químicas abaixo.

- a) $2 \text{H}_2\text{O}_2 \longrightarrow 2 \text{H}_2\text{O} + \text{O}_2$
- b) $\text{CaO} + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow \text{Ca}(\text{OH})_2$
- c) $3 \text{NaOH} + \text{H}_3\text{PO}_4 \longrightarrow \text{Na}_3\text{PO}_4 + 3 \text{H}_2\text{O}$
- d) $\text{Cl}_2 + 2 \text{KI} \longrightarrow 2 \text{KCl} + \text{I}_2$
- e) $\text{CuCl}_2 + \text{Zn} \longrightarrow \text{ZnCl}_2 + \text{Cu}$
- f) $(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7 \xrightarrow{\Delta} \text{N}_2 + \text{Cr}_2\text{O}_3 + 4 \text{H}_2\text{O}$
- g) $\text{Hg} + \text{S} \xrightarrow{\Delta} \text{HgS}$

8. A reação $2 \text{AgCl} \xrightarrow{\Delta} 2 \text{Ag} + \text{Cl}_2$ pode ser classificada em:

- I – reação de síntese;
- II – reação de decomposição;
- III – eletrólise;
- IV – fotólise.

Estão corretas:

- a) I, II, III e IV
- b) I, II e III
- c) II e IV
- d) apenas I
- e) apenas II

QUÍMICA GERAL

9. Qual das reações abaixo é de dupla troca?

- a) $C_2H_5OH + 3 O_2 \longrightarrow 2 CO_2 + 3 H_2O$
- b) $2 Al + 3 H_2SO_4 \longrightarrow Al_2(SO_4)_3 + 3 H_2$
- c) $3 Zn + 8 HNO_3 \longrightarrow 3 Zn(NO_3)_2 + 2 NO + 4 H_2O$
- d) $3 NH_4OH + Al(NO_3)_3 \longrightarrow 3 NH_4NO_3 + Al(OH)_3$
- e) $C + H_2O \longrightarrow CO + H_2$

10. Equacione a reação de síntese total que permite obter as seguintes substâncias:

- a) gás carbônico (CO_2) $C + O_2 \longrightarrow CO_2$
- b) água (H_2O) $2 H_2 + O_2 \longrightarrow 2 H_2O$
- c) óxido de magnésio (MgO) $2 Mg + O_2 \longrightarrow 2 MgO$
- d) gás amoníaco (NH_3) $N_2 + 3 H_2 \longrightarrow 2 NH_3$
- e) gás clorídrico (HCl) $H_2 + Cl_2 \longrightarrow 2 HCl$
- f) cloreto de potássio (KCl) $2 K + Cl_2 \longrightarrow 2 KCl$

11. (FEI-SP) Das reações químicas que ocorrem:

- I. nos flashes fotográficos descartáveis
- II. com o fermento químico para fazer bolos
- III. no ataque de ácido clorídrico ao ferro
- IV. na formação de hidróxido de alumínio usado no tratamento de água
- V. na câmara de gás

representadas respectivamente pelas equações:

- I. $2 Mg + O_2 \longrightarrow 2 MgO$ síntese
- II. $NH_4HCO_3 \longrightarrow CO_2 + NH_3 + H_2O$ decomposição
- III. $Fe + 2 HCl \longrightarrow FeCl_2 + H_2$ simpl. troca
- IV. $Al_2(SO_4)_3 + 6 NaOH \longrightarrow 2 Al(OH)_3 + 3 Na_2SO_4$ dupla troca
- V. $H_2SO_4 + 2 KCN \longrightarrow K_2SO_4 + 2 HCN$ dupla troca

assinale a alternativa que corresponde à reação de decomposição.

- a) Apenas I e III.
- b) Apenas II e IV.
- c) Apenas I.
- d) Apenas II.
- e) Apenas V.

95

12. Classifique e acerte os coeficientes das reações abaixo:

- a) $H_2SO_4 + NaOH \longrightarrow Na_2SO_4 + H_2O$ dupla troca
- b) $HCl \longrightarrow H_2 + Cl_2$ decomposição
- c) $N_2 + H_2 \longrightarrow NH_3$ síntese
- d) $KClO_3 \longrightarrow KCl + O_2$ decomposição



Ácidos, bases, sais e óxidos constituem os principais grupos de substâncias químicas de origem mineral.

7 *Funções inorgânicas: noções fundamentais*

A imprensa tem abordado, com frequência, temas relacionados com a Ciência. É comum encontrarmos em jornais e revistas artigos que vão desde a poluição do ar, do solo, dos rios, da contaminação dos alimentos até a busca de soluções para evitar ou sanar tais efeitos.

Quanto à poluição atmosférica, observou-se que certas substâncias no ar são corrosivas e prejudiciais à saúde. Podemos citar, como exemplos, os óxidos de enxofre e de nitrogênio — derivados da queima de combustíveis, que, ao reagirem com a água, produzem a “chuva ácida” — ou a amônia — proveniente de fábricas de fertilizantes.

No dia-a-dia, deparamo-nos com sais, óxidos, ácidos e substâncias alcalinas: em alguns colírios, bem como na água boricada, encontramos o ácido bórico diluído; em alguns medicamentos, como no leite de magnésia, estão presentes substâncias alcalinas; os sais podem ser usados na alimentação — cloreto de sódio — e no tratamento da água — sulfato de alumínio; entre os óxidos de uso comum, podemos citar a cal virgem e a água oxigenada.



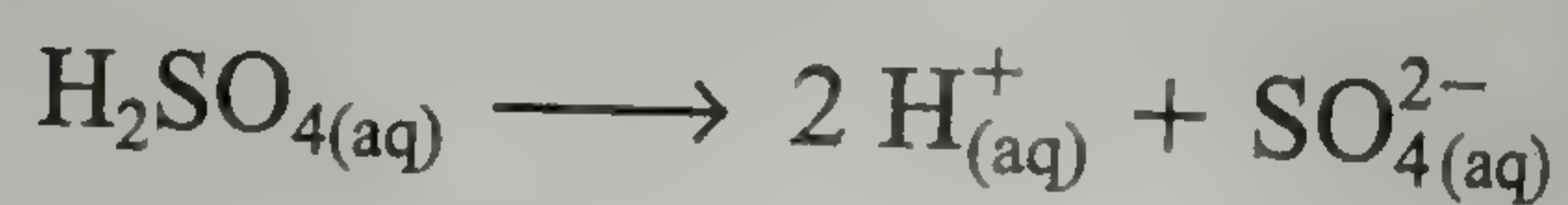
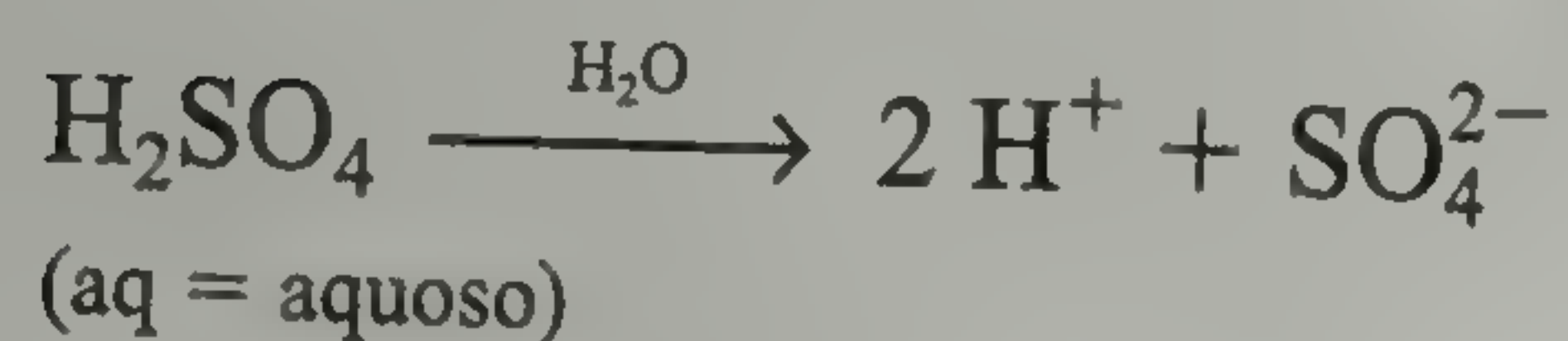
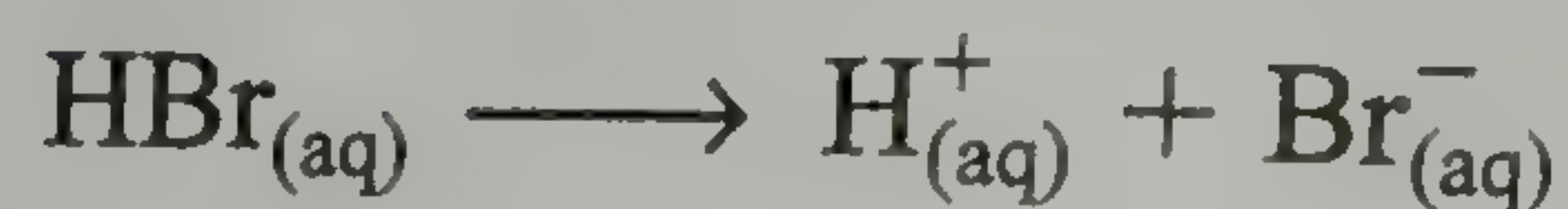
Observando as propriedades das substâncias, verificamos que elas podem ser classificadas de acordo com a semelhança em seu comportamento. Isso ocorre devido à presença de um grupo funcional, isto é, de elementos comuns em sua estrutura.

O grupo de substâncias que possui propriedades semelhantes é denominado *função química*.

Ácidos

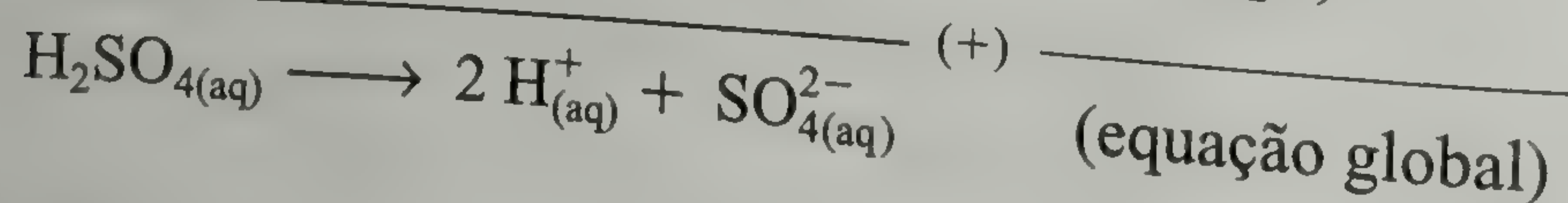
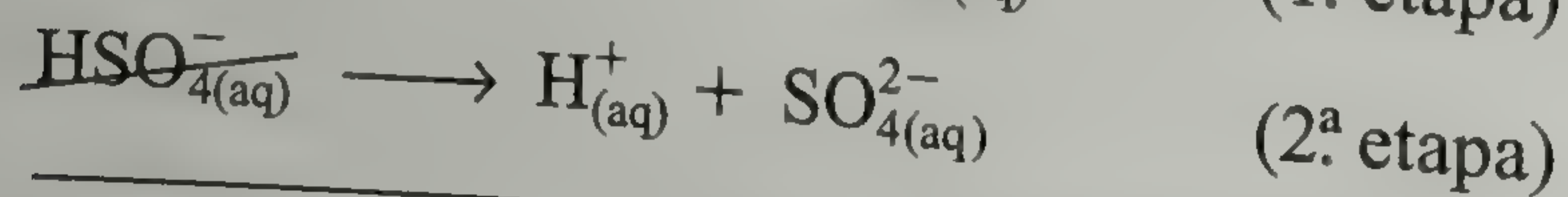
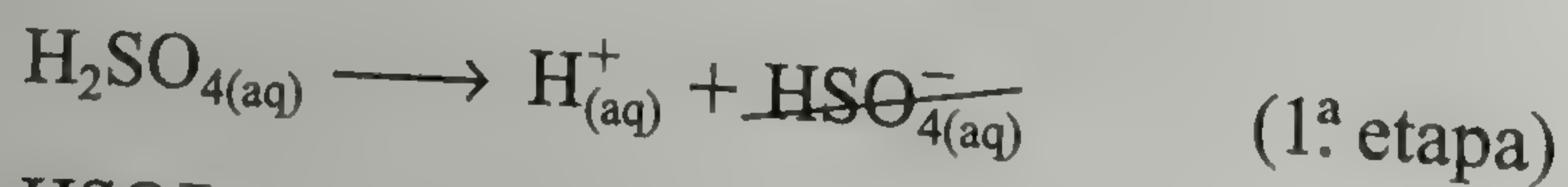
Ácido é toda substância que em água sofre ionização, formando como cátion exclusivamente o H^+ , de acordo com a teoria de Arrhenius.

Exemplos:



Quando o ácido apresenta mais de um H, podemos representar a equação de ionização em etapas.

Exemplo:

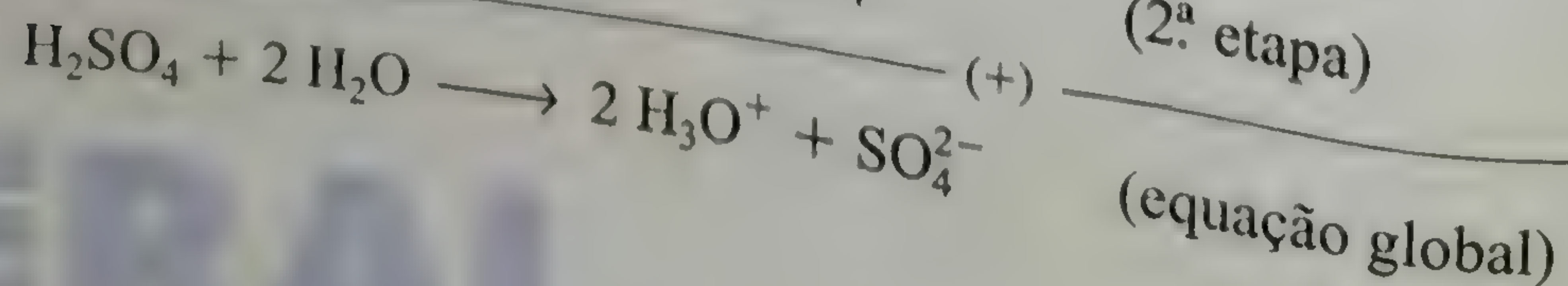
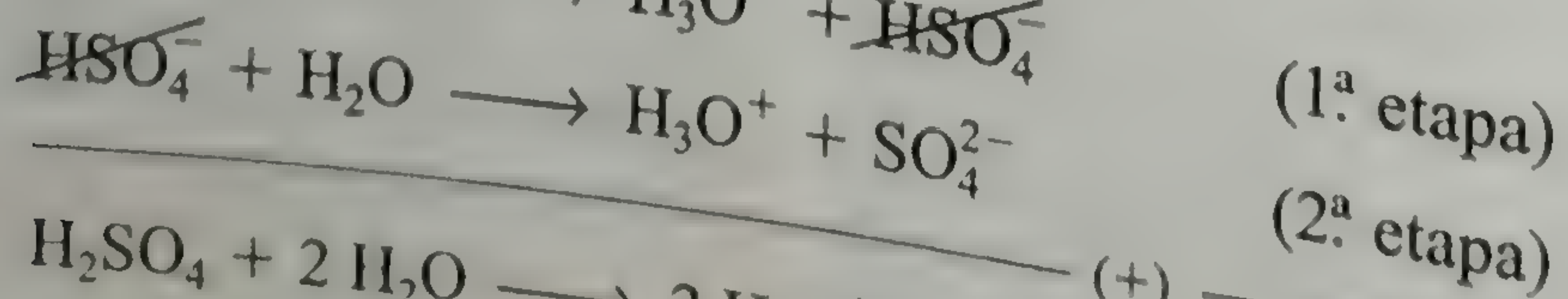
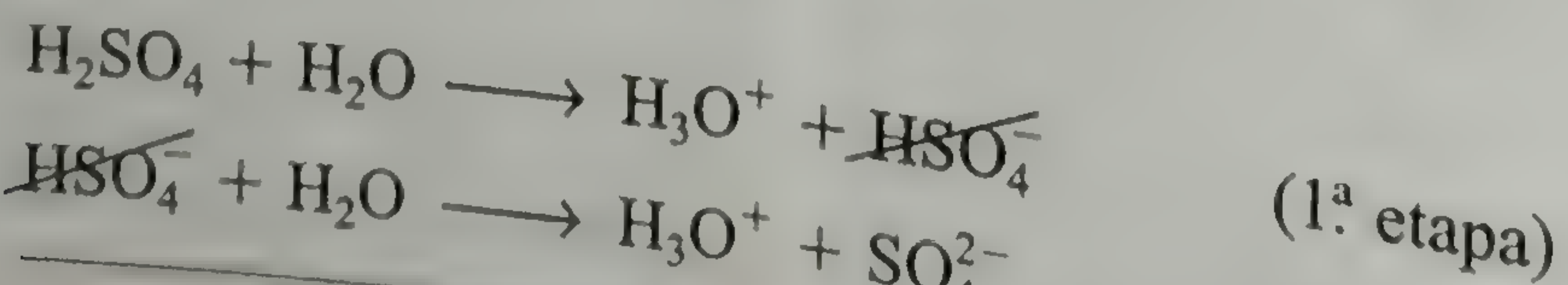


Atualmente, considera-se ácido toda substância que, em água, sofre ionização formando, como cátion, exclusivamente íons H_3O^+ (hidrônio ou hidroxônio).

Exemplos:



Em etapas:



propriedades funcionais
• Sabor azedo.
• Condutibilidade elétrica.
• Devido à ionização.
• Ação sobre indicadores.
• Solubilidade.
• Reações com água que permitem a...

Exercícios

Escreva as reações com água que ocorrem...

1.º
2.º

ionização

molécula

... fórmula do ácido representamos...
... grupo de átomos, que, na ionização...
... fórmula é igual ao da carga do íon...
... exemplo da tabela de ânions (cons...
... fórmula de um ácido.

... ânion Cl^- , a fórmula do...
... ânion SO_4^{2-} , a fórmula do...

... e estrutural

... utilizada para representar...
... caracteriza-las usando as fórmulas...
... se ligam ao oxigênio na molécula...

Formulas químicas

Propriedades funcionais

- Sabor: azedo.
- Condutibilidade elétrica: conduzem corrente elétrica somente em solução aquosa devido à ionização.
- Ação sobre indicadores*: mudança de cor, que varia conforme o indicador utilizado.

* Indicadores são substâncias que permitem a identificação do caráter ácido ou alcalino de uma substância.

EXERCÍCIO

1. Escreva as reações com água que ocorrem com os seguintes ácidos:

a) HCl

c) H_3PO_4

b) HNO_2

d) H_2SO_4

Formulação

Fórmula molecular

Na fórmula do ácido representamos, em primeiro lugar, o H seguido de um átomo ou grupo de átomos, que, na ionização, se apresentam na forma de íon. O número de H na fórmula é igual ao da carga do íon.

Com auxílio da tabela de ânions (consulte a tabela na página seguinte), pode-se determinar a fórmula de um ácido.

Exemplos:

Para o ânion Cl^- , a fórmula do ácido correspondente é HCl .

Para o ânion SO_4^{2-} , a fórmula do ácido correspondente é H_2SO_4 .

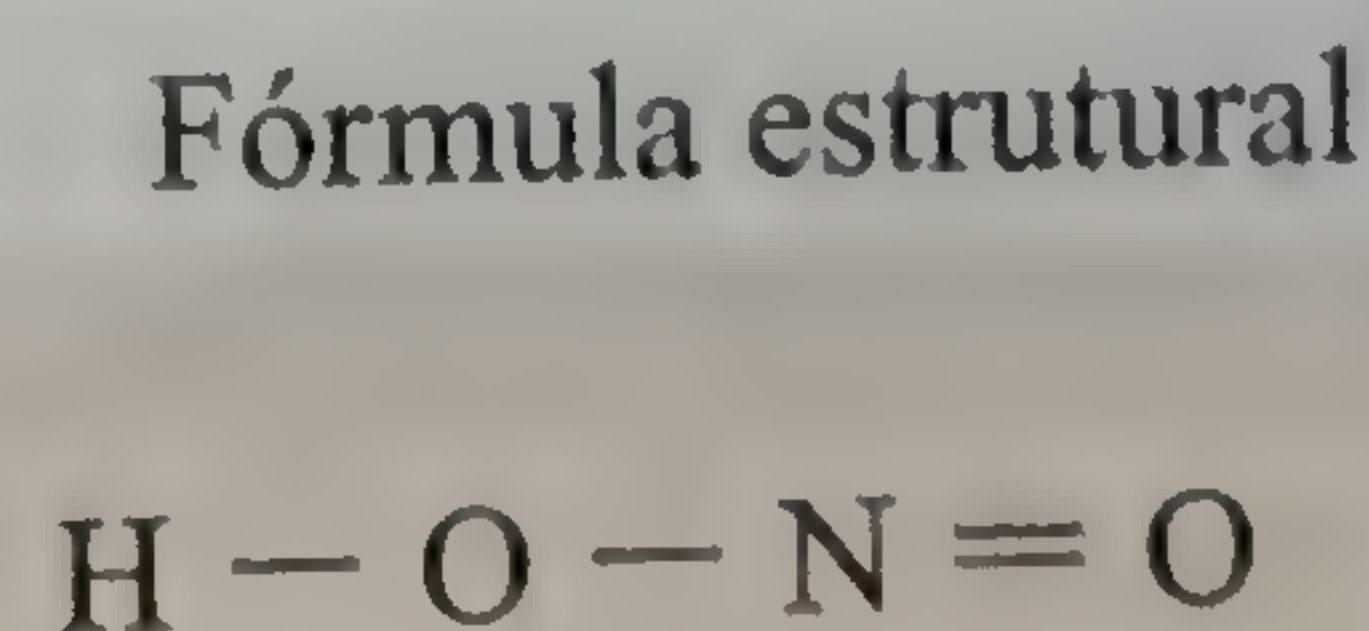
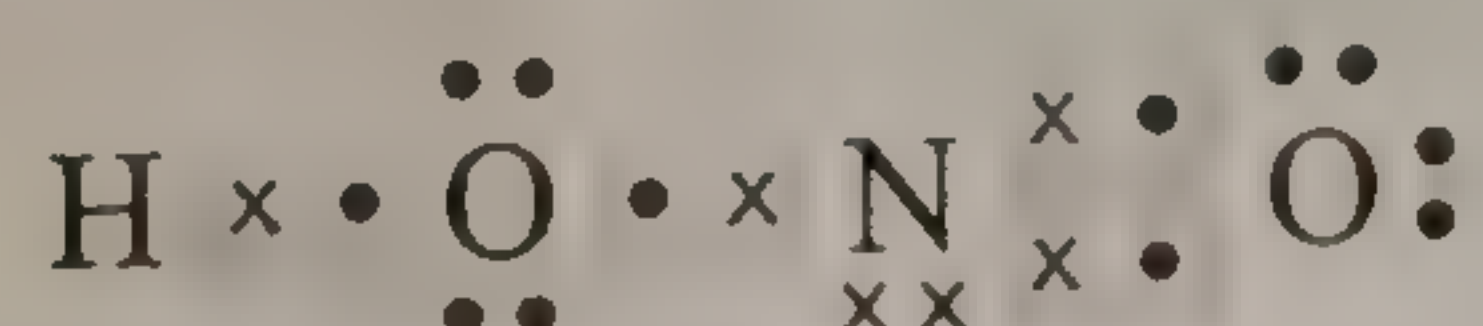
Fórmulas: eletrônica e estrutural

A fórmula mais utilizada para representar as substâncias inorgânicas é a molecular, mas para melhor caracterizá-las usamos as fórmulas eletrônica e estrutural.

Nos ácidos que contêm oxigênio na molécula, o H ionizável sempre se liga ao oxigênio que, por sua vez, se liga ao outro elemento.

Exemplos:

Ácido nitroso: HNO_2



Ácido nítrico: HNO_3

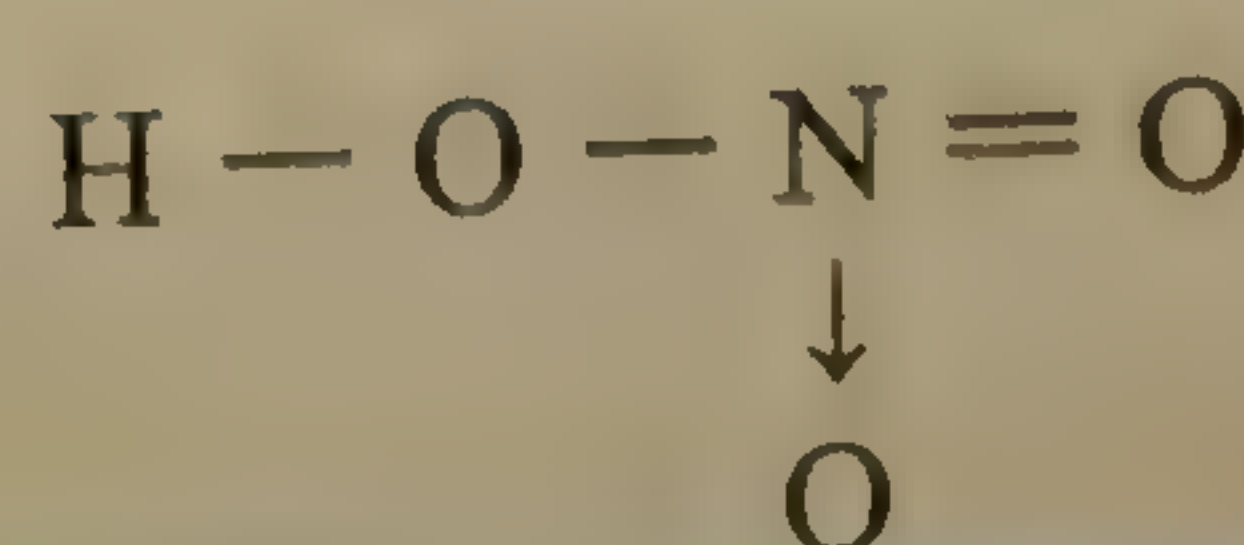
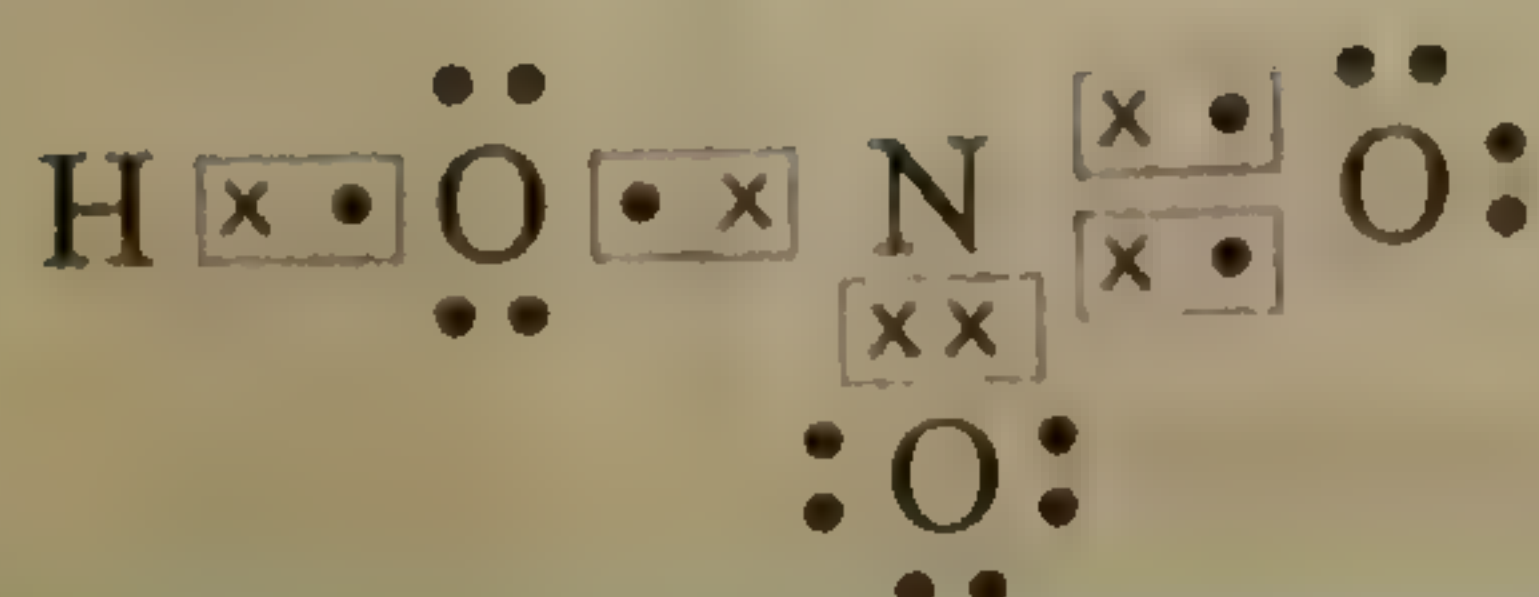


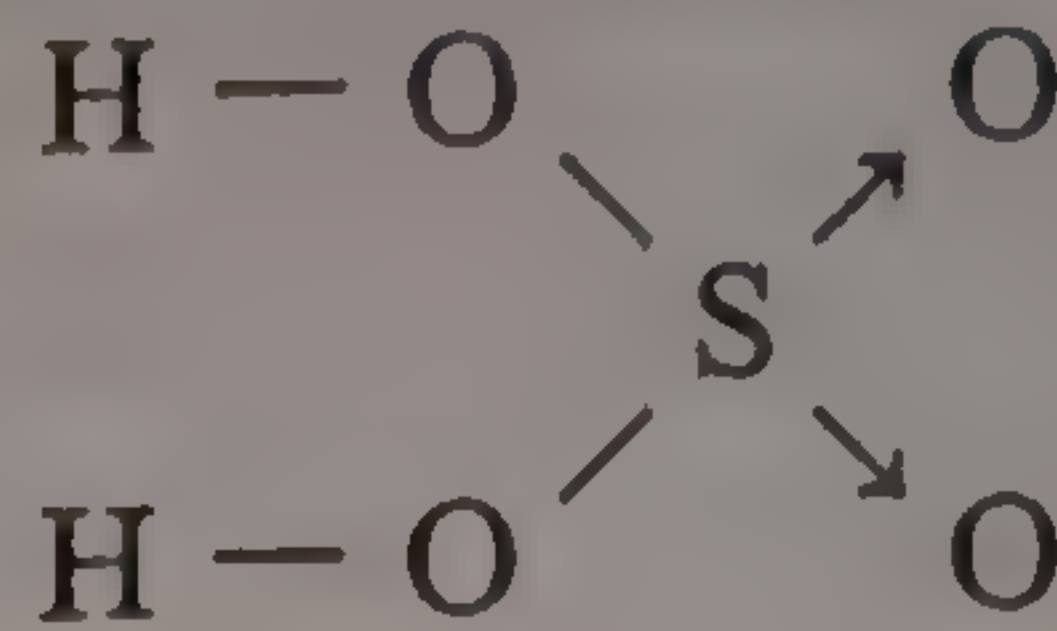
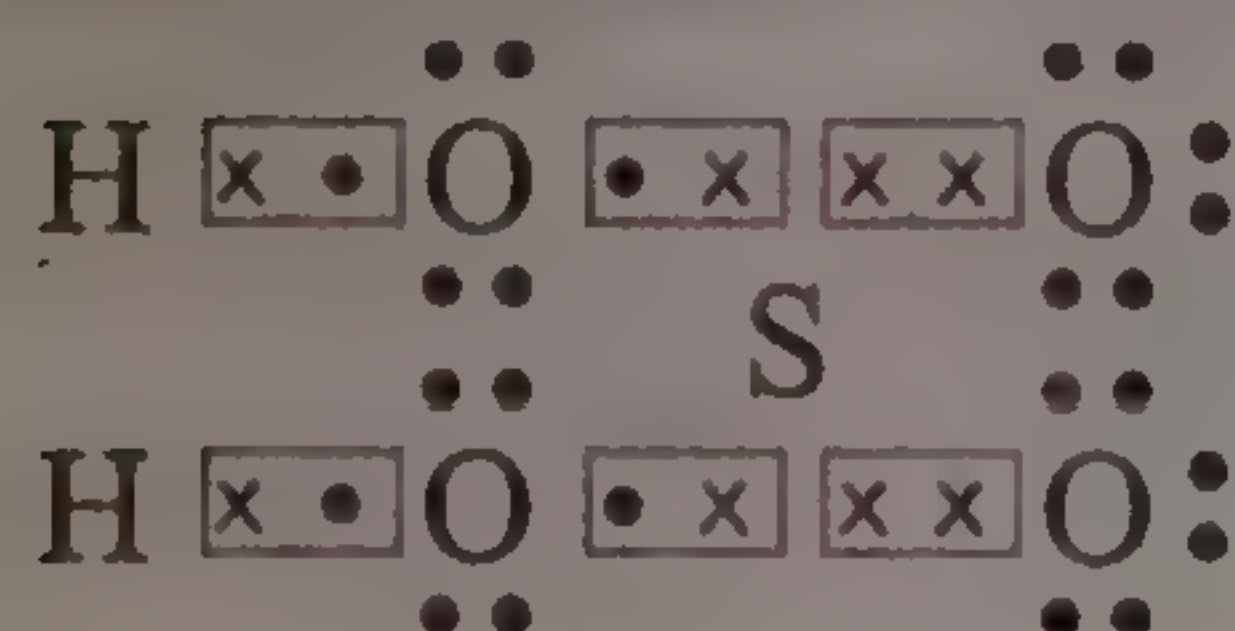
TABELA DE ÂNIONS

DOS HALOGÊNIOS		DO NITROGÊNIO	
F^-	Fluoreto	NO_2^-	Nitrito
Cl^-	Cloreto	NO_3^-	Nitrato
Br^-	Brometo		
I^-	Iodeto		
ClO^-	Hipoclorito		
ClO_2^-	Clorito		
ClO_3^-	Clorato		
ClO_4^-	Perclorato		
BrO^-	Hipobromito		
BrO_3^-	Bromato		
IO^-	Hipoiodito		
IO_3^-	Iodato		
IO_4^-	Periodato		
DO CARBONO		DO ENXOFRE	
CN^-	Cianeto	S^{2-}	Sulfeto
CNO^-	Cianato	SO_4^{2-}	Sulfato
CNS^-	Tiocianato	SO_3^{2-}	Sulfito
$C_2H_3O_2^-$ ou H_3CCOO^-	Acetato	$S_2O_3^{2-}$	Tiossulfato
CO_3^{2-}	Carbonato	$S_2O_8^{2-}$	Persulfato
$C_2O_4^{2-}$ ou $^-OOC-COO^-$	Oxalato	$S_4O_6^{2-}$	Tetrationato
$[Fe(CN)_6]^{3-}$	Ferricianeto		
$[Fe(CN)_6]^{4-}$	Ferrocianeto		
DO FÓSFORO		OUTROS	
PO_3^-	Metafosfato	OH^-	Hidróxido
$H_2PO_2^-$	Hipofosfito	H^-	Hidreto
HPO_3^{2-}	Fosfito	O^{2-}	Óxido
PO_4^{3-}	(Orto)fosfato	MnO_4^-	Permanganato
$P_2O_7^{4-}$	Pirofosfato	MnO_4^{2-}	Manganato
		SiO_3^{2-}	(Meta) silicato
		SiO_4^{4-}	Ortossilicato
		CrO_4^{2-}	Cromato
		$Cr_2O_7^{2-}$	Dicromato
		AsO_3^{3-}	Arsenito
		AsO_4^{3-}	Arsenato
		SbO_3^{3-}	Antimonito
		SbO_4^{3-}	Antimonato
		BO_3^{3-}	Borato
		SnO_3^{2-}	Estanato
		SnO_2^{2-}	Estanito
		AlO_2^-	Aluminato
		PbO_2^{2-}	Plumbito
		ZnO_2^{2-}	Zincato

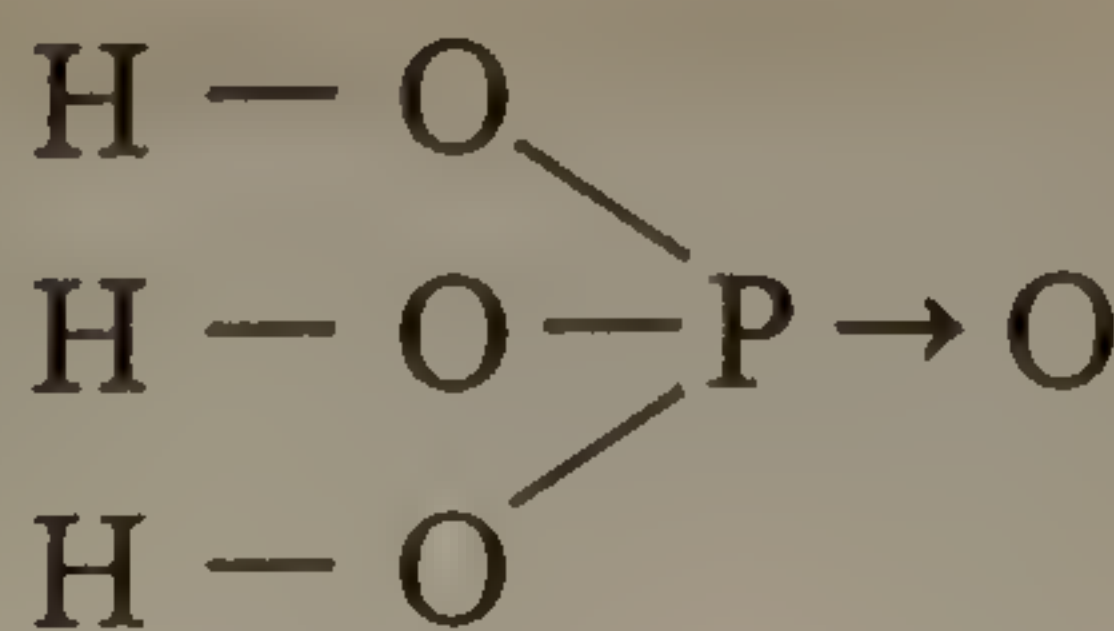
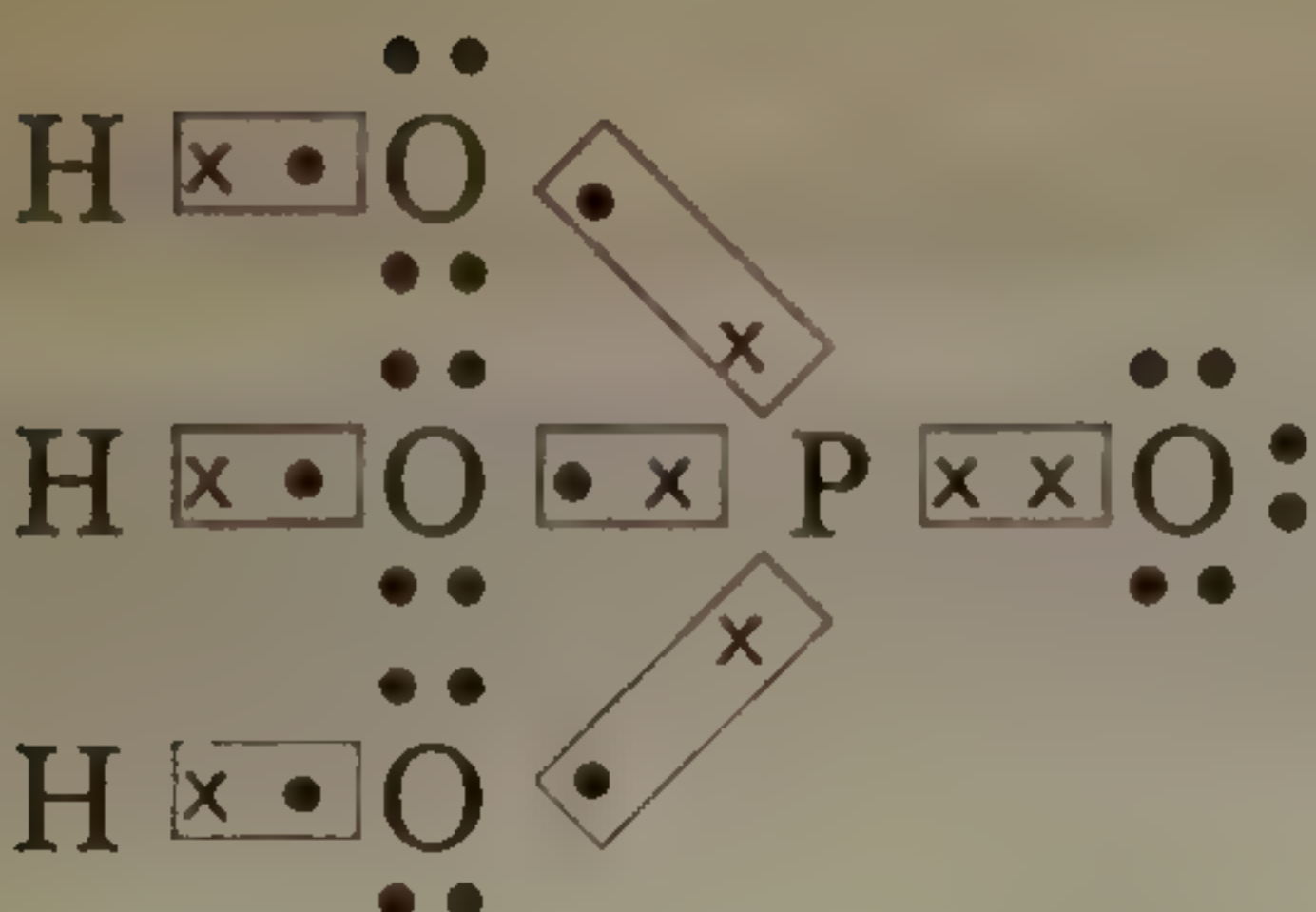
Fórmula eletrônica

Fórmula estrutural

Ácido sulfúrico: H_2SO_4

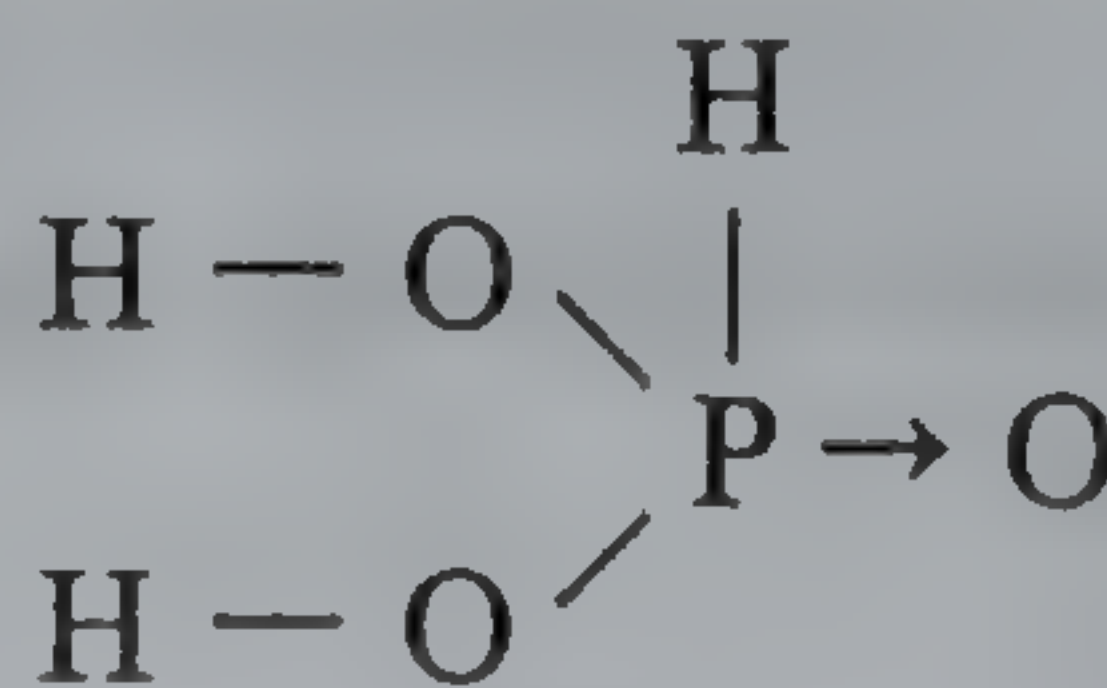
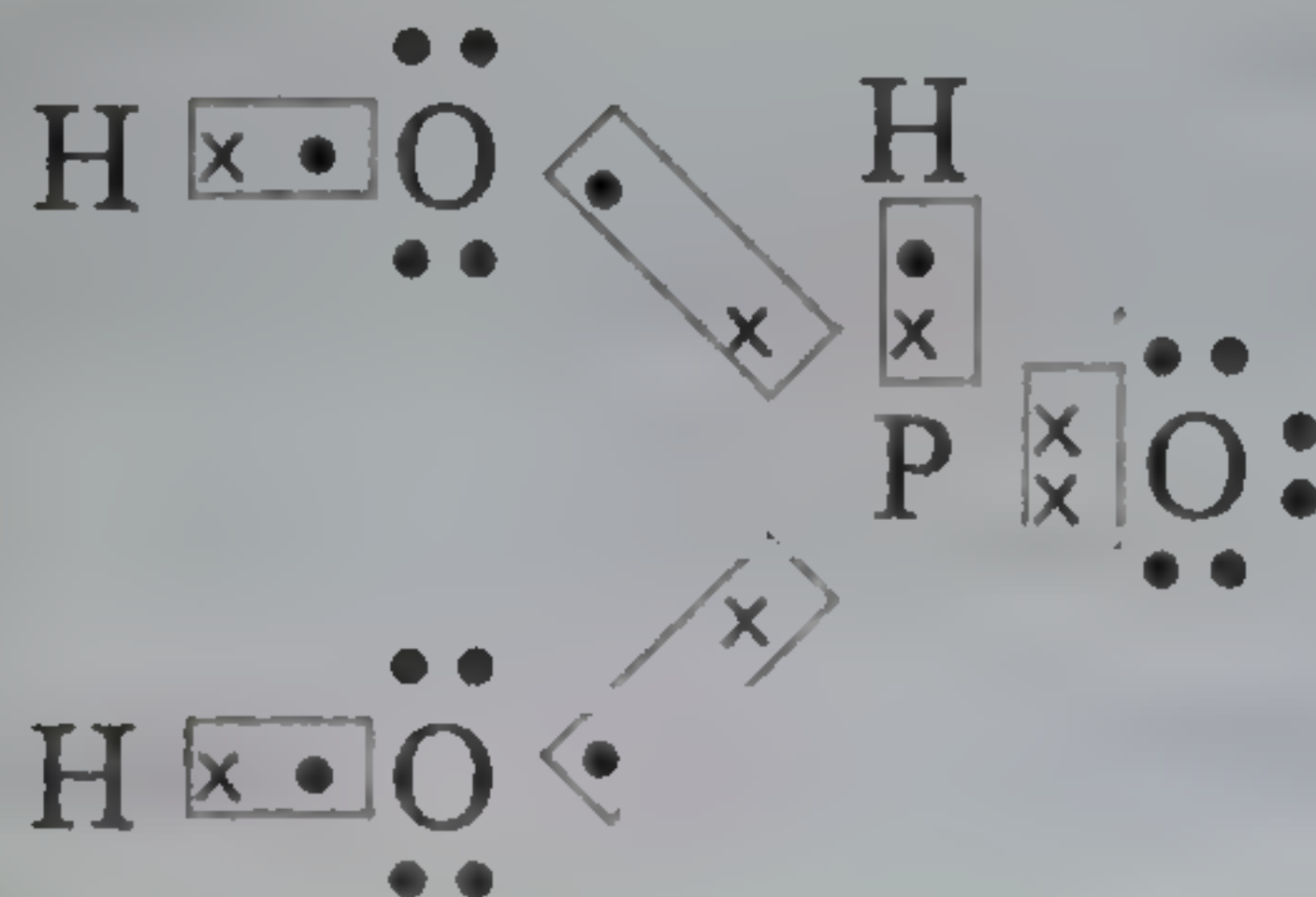


Ácido fosfórico: H_3PO_4

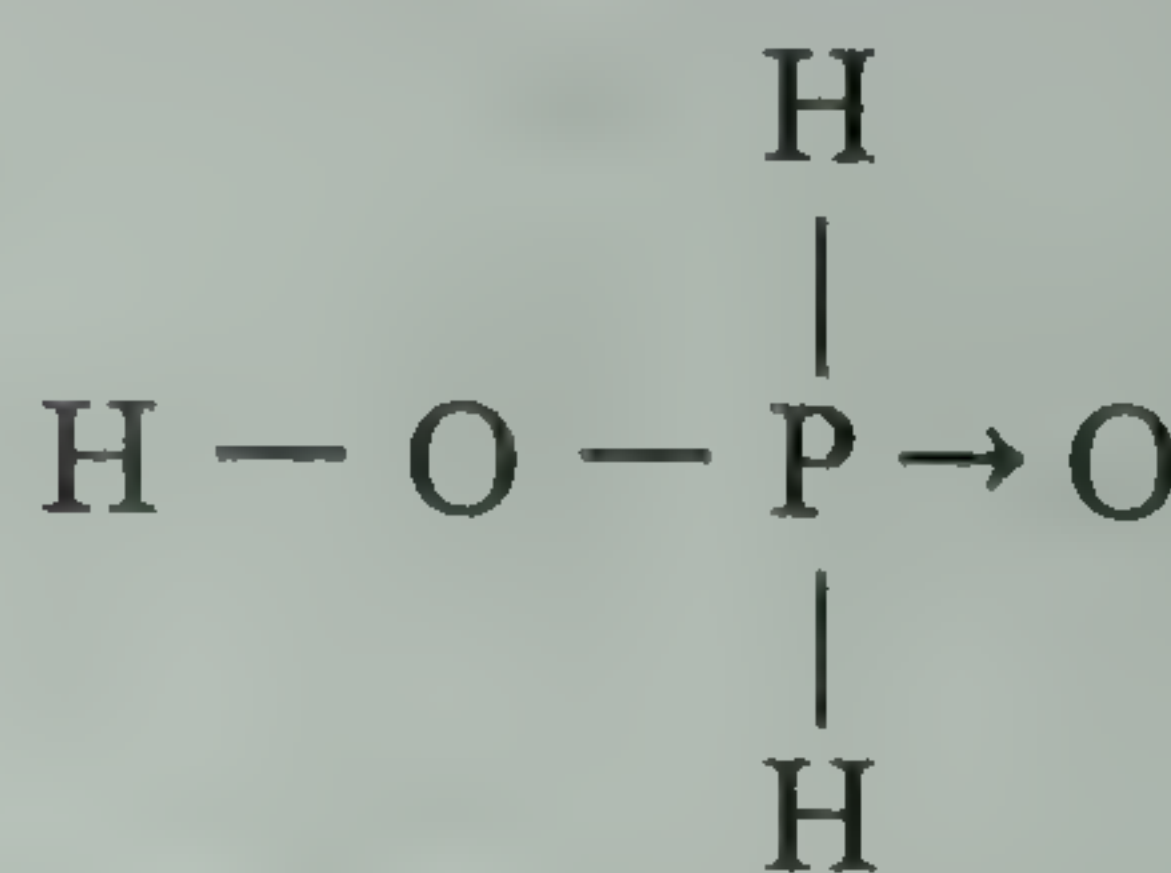
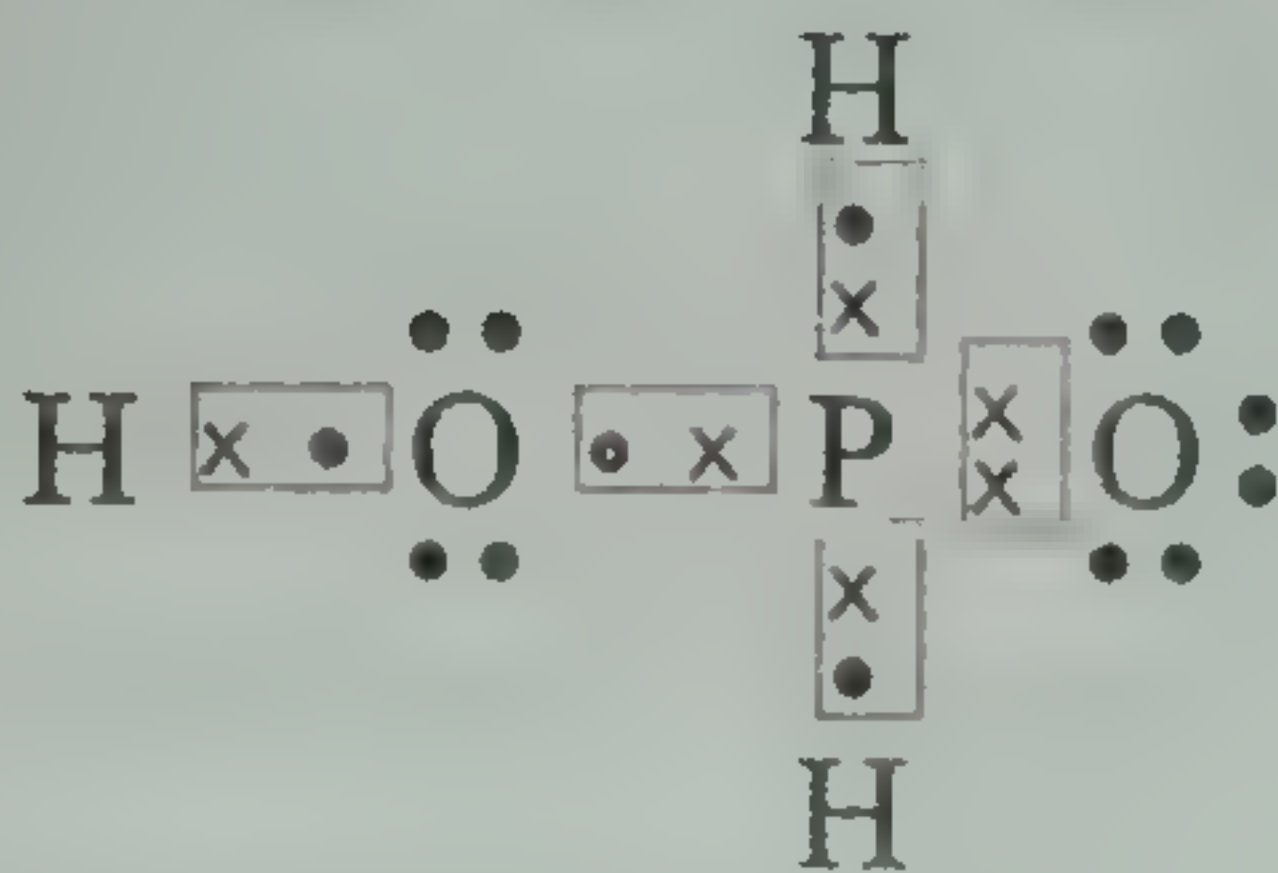


Nos casos em que o ácido apresenta também H não-ionizável, este se liga ao terceiro elemento. Nos inorgânicos, esse fato ocorre nos ácidos fosforoso e hipofosforoso.

Ácido fosforoso: H_3PO_3

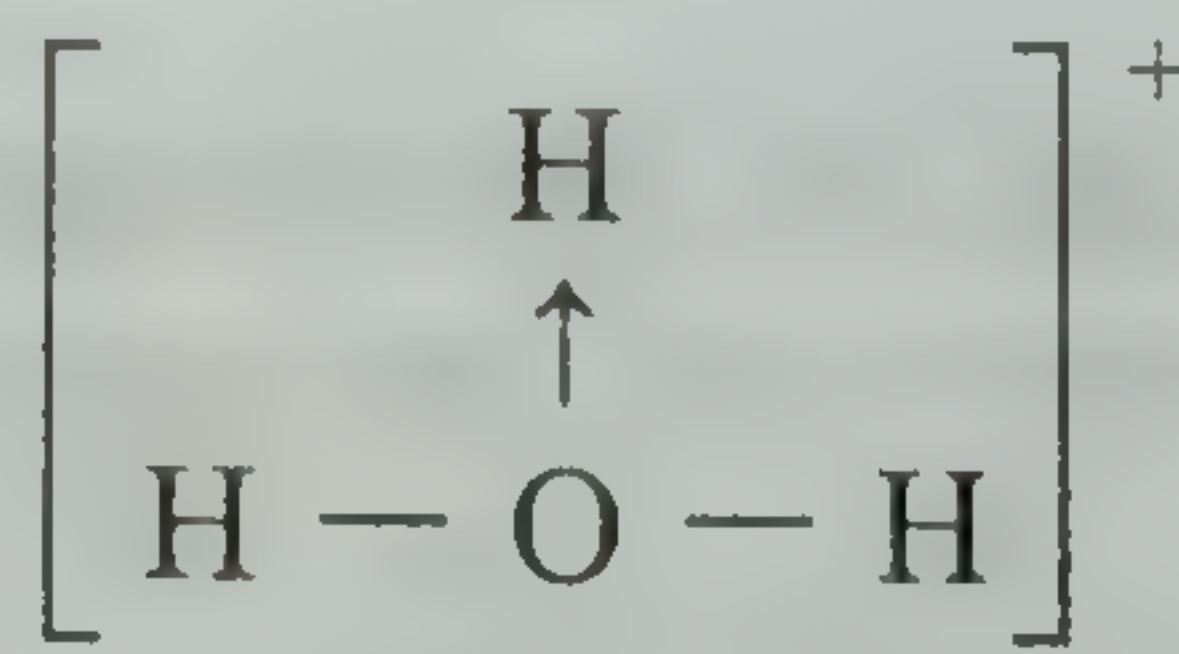
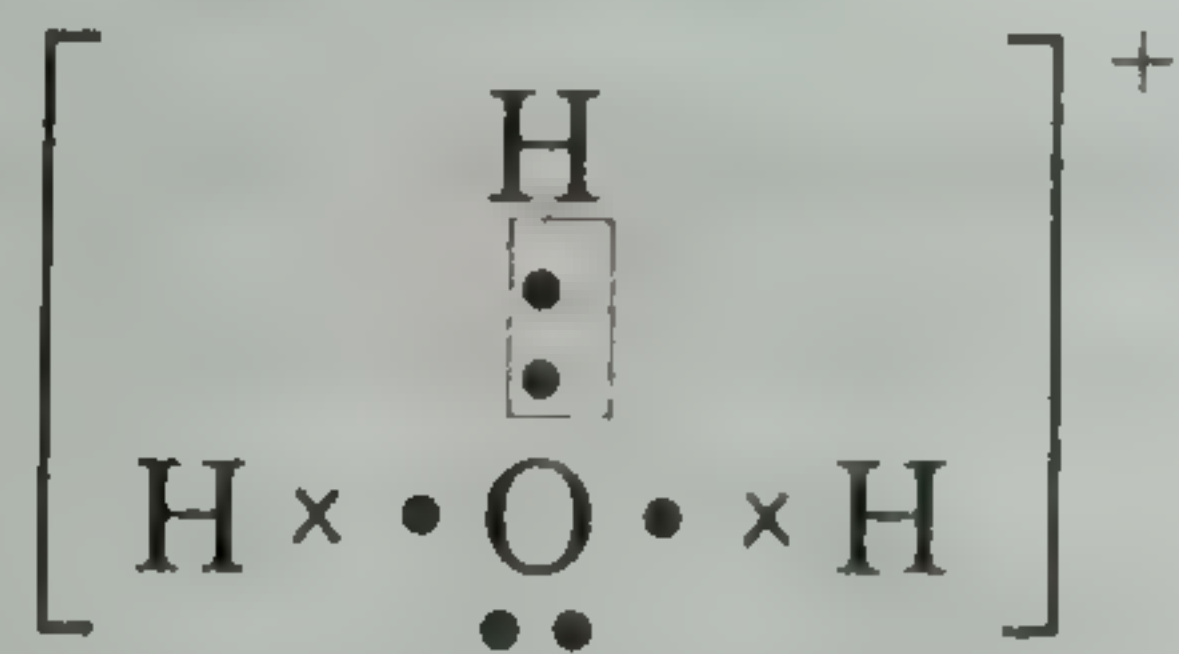


Ácido hipofosforoso: H_3PO_2



Observação

As fórmulas eletrônica e estrutural do íon de hidrônio (H_3O^+) são respectivamente:



EXERCÍCIO

2. Determine as fórmulas moleculares, eletrônicas e estruturais dos ácidos correspondentes aos seguintes ânions:

a) ClO_2^-

d) H_2PO_2^-

b) PO_4^-

e) ClO_4^-

c) CN^-

f) CO_3^{2-}

Nomenclatura

Na nomenclatura dos ácidos, o nome do ânion sofre alteração em sua terminação:

- de **eto** para **ídrico**
- de **ato** para **ico**
- de **ito** para **oso**

Assim, o nome do ácido é dado da seguinte forma:

Ácido + nome do ânion alterado

Exemplos:

Br^-	brometo	HBr	ácido bromídrico
NO_3^-	nitrito	HNO_3	ácido nítrico
NO_2^-	nitrito	HNO_2	ácido nitroso

Nos ácidos de enxofre e de fósforo, ocorrem pequenas modificações na nomenclatura:

SO_4^{2-}	sulfato	H_2SO_4	ácido sulfúrico
SO_3^{2-}	sulfito	H_2SO_3	ácido sulfuroso
PO_4^{3-}	fosfato	H_3PO_4	ácido fosfórico
HPO_3^{2-}	fosfito	H_3PO_3	ácido fosforoso

3. Considerando os ânions abaixo relacionados, determine as fórmulas moleculares dos ácidos correspondentes e dê seus nomes:

- | | | | |
|---------------------|----------------------------------|--------------------------------|---------------------------------|
| a) Cl^- | f) CO_3^{2-} | l) H_2PO_2^- | q) CrO_4^{2-} |
| b) ClO^- | g) $\text{Fe}(\text{CN})_6^{3-}$ | m) SO_3^{2-} | r) $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ |
| c) ClO_4^- | h) NO_2^- | n) $\text{S}_2\text{O}_8^{2-}$ | s) AsO_4^{3-} |
| d) CN^- | i) PO_4^{3-} | o) MnO_4^- | t) SbO_3^{3-} |
| e) CNS^- | j) HPO_3^{2-} | p) SiO_3^{2-} | u) BO_3^{3-} |

Classificação

Os ácidos podem apresentar características particulares. Assim, por exemplo, há ácidos que são "fortes", porque sofrem o processo de ionização de forma intensa. Podemos usar alguns critérios de classificação:

QUÍMICA GERAL

Quanto ao número de H ionizáveis

Monoácidos: HI , HNO_2 , HNO_3 , H_3PO_2

Diácidos: H_2SO_4 , H_2SO_3 , $\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, H_3PO_3

Triácidos: H_3BO_3 , H_3PO_4 , H_3AsO_4

Quanto à presença de O

Ácidos oxigenados ou oxiácidos: HNO_2 , H_2SO_4 , H_2CO_3

Ácidos não-oxigenados ou hidrácidos: HCl , HCN , $\text{H}_3\text{Fe}(\text{CN})_6$

Quanto à presença de C

Ácidos orgânicos: possuem C na sua estrutura, formando o grupo $-\text{COOH}$, que contém o H ionizável.

Exemplos: $\text{H}_3\text{C}-\text{COOH}$, HCOOH

Ácidos inorgânicos: não possuem o grupo $-\text{COOH}$.

Exemplos: HBr , H_2SO_4 , HNO_3 , HCN , HCNO

Quanto ao ponto de ebulição

Ácidos fixos: possuem elevado ponto de ebulição.

Exemplos: H_2SO_4 (340 °C), H_3PO_4 (213 °C)

Ácidos voláteis: possuem baixo ponto de ebulição.

Exemplos: HNO_3 (86 °C), HCN (26 °C), HCl (-85 °C), HF (20 °C),
 HBr (-67 °C), HI (-35 °C), H_2S (-61 °C)

Quanto ao grau de ionização (α)

O grau de ionização indica a proporção do número de moléculas que sofrem ionização. Pode ser expresso em porcentagem.

$$\alpha = \frac{\text{número de moléculas ionizadas}}{\text{número de moléculas dissolvidas na água}}$$

$$\alpha\% = 100 \alpha$$

Dependendo dos valores de α , podemos ter:

Ácidos fortes: possuem $\alpha\% > 50\%$.

Exemplos: H_2SO_4 , HNO_3 , HCl , HI , HBr

Ácidos semifortes ou moderados: possuem $5\% < \alpha\% < 50\%$.

Exemplos: H_3PO_4 , H_2SO_3 , HF

Ácidos fracos: possuem $\alpha\% < 5\%$.

Exemplos: HCN , $\text{H}_3\text{C}-\text{COOH}$, H_2S , H_2CO_3

Uma regra prática para se verificar a força dos oxiácidos é determinar a diferença (Δn) entre o número de átomos de oxigênio e o número de H ionizáveis; quanto maior o Δn , mais forte é o ácido.

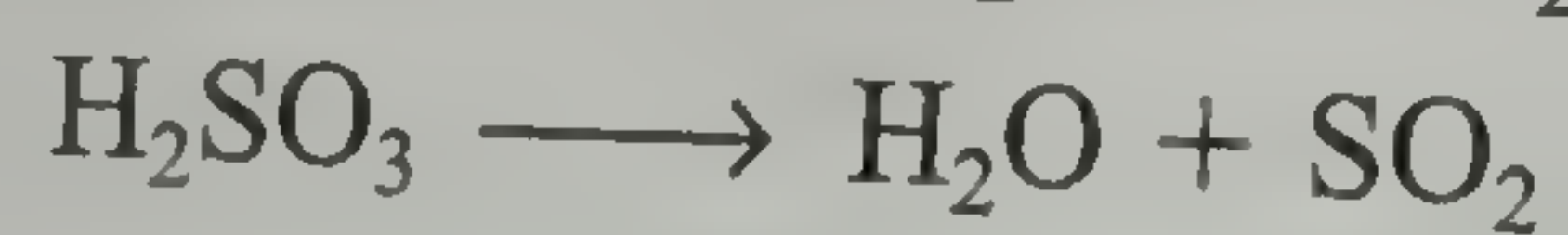
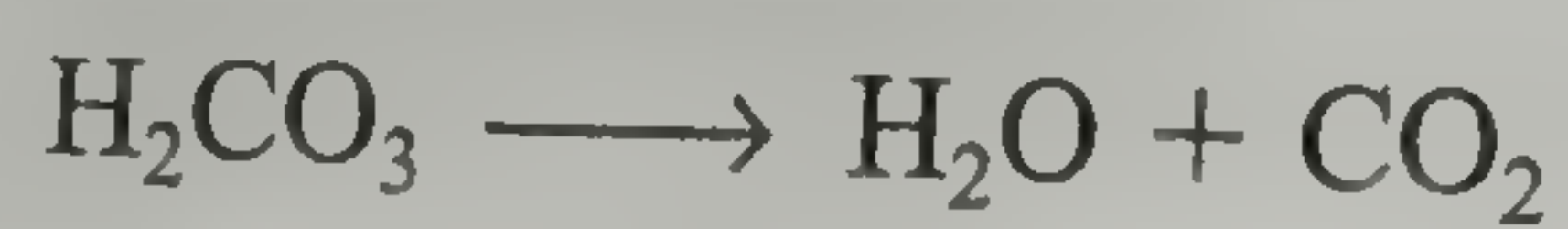
Ácidos fortes: $\Delta n \geq 2$: H_2SO_4 , HClO_4

Ácidos semifortes: $\Delta n = 1$: HNO_2 , H_3PO_4

Ácidos fracos: $\Delta n = 0$: H_3BO_3 , HClO

Observação

O ácido carbônico é considerado ácido fraco, é instável e decompõe-se em água e gás carbônico. Essa decomposição ocorre também com o ácido sulfuroso.



Exercícios

- Classifique os ácidos abaixo de acordo com os critérios examinados.
 - ácido sulfúrico
 - ácido fluorídrico
 - ácido nítrico
 - ácido sulfídrico
 - ácido cianídrico
- Classifique os ácidos do fósforo quanto ao grau de ionização.
- Coloque em ordem crescente de força os seguintes ácidos.
 - ácido cloroso
 - ácido perclórico
 - ácido sulfúrico
 - ácido hipobromoso
- Colocando-se o gás clorídrico (HCl) na água, obtém-se a solução de ácido clorídrico. Pergunta-se:
 - O gás clorídrico conduz corrente elétrica?
 - A solução do ácido clorídrico conduz corrente elétrica?
- O segundo elemento da família dos halogênios forma um ácido oxigenado cujo $\Delta n = 2$. Escreva:
 - a fórmula molecular desse ácido;
 - o seu nome;
 - a sua fórmula estrutural.

9. Qual a afirmação correta?

- a) Todos os hidrácidos são fracos.
- b) Todos os oxiácidos são fortes.
- c) A força de um ácido está relacionada com o grau de ionização.
- d) A maioria dos hidrácidos é formada com os elementos da família 4A.
- e) n.d.a.

10. Pesquise em jornais, revistas e outras fontes bibliográficas artigos relacionados com alimentação, poluição, agricultura, tratamento de água e recuperação de rios. Faça uma leitura e:

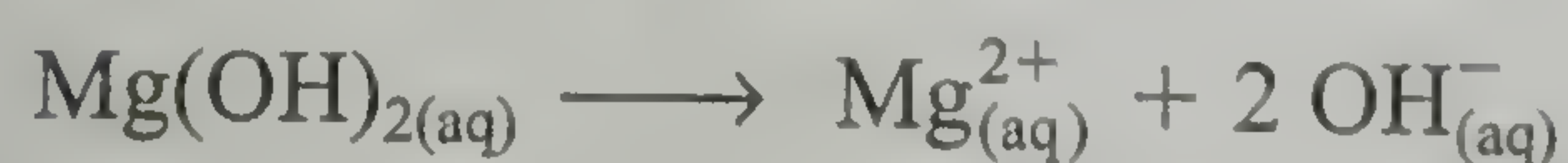
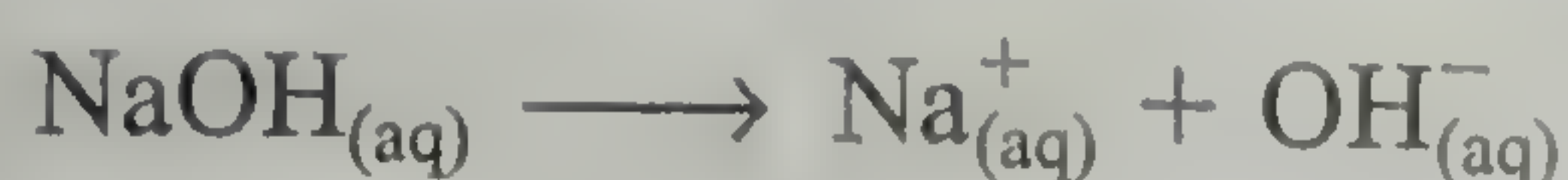
- a) organize um arquivo para esses artigos;
- b) escolha alguns ácidos mencionados e escreva a sua fórmula molecular e estrutural;
- c) classifique-os;
- d) destaque a sua utilização.

Bases

As bases têm larga aplicação na fabricação de sabão, de papel, na refinação de óleo, na agricultura para corrigir a acidez do solo.

A parte comum em sua estrutura é o grupo $(OH)^-$, chamado hidroxila ou oxidrila.

Base é toda substância que se dissocia em água fornecendo, como ânion, exclusivamente o ânion hidroxila $(OH)^-$, de acordo com a teoria de Arrhenius.

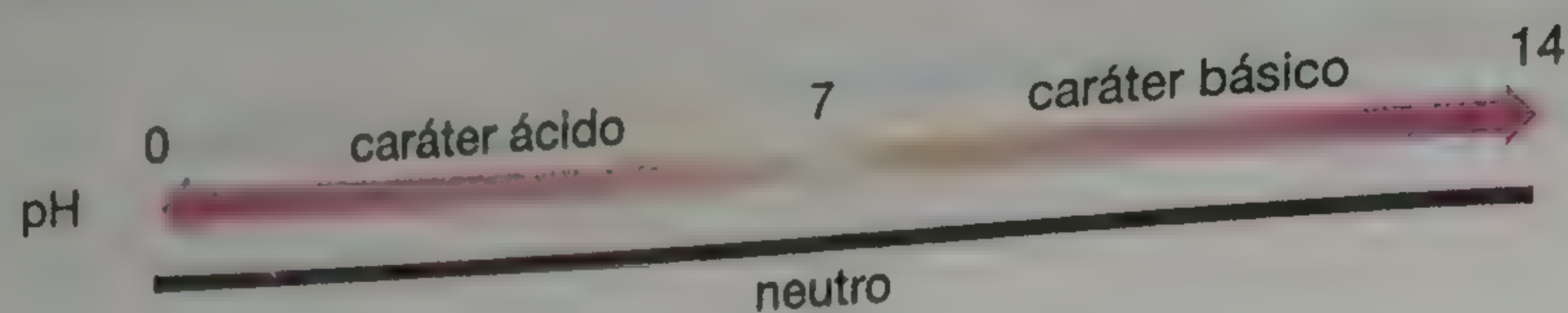


Propriedades funcionais

- Sabor: cáustico, pode ser verificado no leite de magnésia.
- Condutibilidade elétrica: no estado líquido (fundido) ou em solução aquosa, conduzem a corrente elétrica devido à presença de íons livres.
- Ação sobre indicadores: mudança de cor, que varia conforme indicador utilizado:

INDICADOR	COLORAÇÃO	
	Meio ácido	Meio básico
Fenolftaleína	Incolor	Vermelho
Metilorange	Vermelho	Amarelo
Papel de tornassol	Vermelho	Azul
Azul-de-bromotimol	Amarelo	Azul

O caráter ácido-básico de uma solução pode ser também verificado pela quantidade de íons H^+ ou OH^- livres, que pode ser medida na escala de pH.



- Reação de neutralização: as bases reagem com os ácidos formando sal e água. Devido a esse fato, as reações de neutralização são denominadas também de *salificação*.

Formulação

Na fórmula da base, coloca-se em primeiro lugar o cátion, seguido do OH^- . O número de OH^- é igual à carga do cátion (cátion de metal ou NH_4^+).

Exemplos: Para o cátion $(NH_4)^+$, a fórmula da base correspondente é NH_4OH .

Para o cátion de um metal, por exemplo o Al^{3+} , a fórmula da base correspondente é $Al(OH)_3$.

TABELA DE CÂTIONS

MONOVALENTES	BIVALENTES	TRIVALENTES	TETRAVALENTES
Li ⁺		Al ³⁺	
Na ⁺	Mg ²⁺		
K ⁺	Ca ²⁺	Bi ³⁺	
Rb ⁺	Sr ²⁺	Cr ³⁺	
Cs ⁺	Ba ²⁺		
NH ₄ ⁺	Zn ²⁺		
	Cd ²⁺		
Ag ⁺			
Cu ⁺	Cu ²⁺ Cúprico		
Hg ⁺ (Hg ₂ ²⁺) Mercuroso	Hg ²⁺ Mercúrico		
Au ⁺ Auroso			
	Fe ²⁺ Ferroso	Au ³⁺ Áurico	
	Co ²⁺ Cobaltoso	Fe ³⁺ Férrico	
	Ni ²⁺ Niqueloso	Co ³⁺ Cobáltico	
	Sn ²⁺ Estanoso	Ni ³⁺ Niquélico	
	Pb ²⁺ Plumboso		
	Mn ²⁺ Manganoso		Sn ⁴⁺ Estânico
	Pt ²⁺ Platinoso		Pb ⁴⁺ Plúmbico
			Mn ⁴⁺ Mangânico
			Pt ⁴⁺ Platínico

Os cátions em destaque são os mais estáveis.

Nomenclatura

O nome das bases é formado pela palavra *hidróxido* seguida do nome do cátion. Quando necessário, sua valência é indicada por meio de numerais romanos ou dos sufixos **oso** e **ico**.

Exemplos:

NaOH	hidróxido de sódio
NH ₄ OH	hidróxido de amônio
Fe(OH) ₂	hidróxido de ferro II ou hidróxido ferroso
Fe(OH) ₃	hidróxido de ferro III ou hidróxido férrico

EXERCÍCIOS

11. Escreva o nome das seguintes bases:

- | | |
|------------------------|------------------------|
| a) Co(OH) ₂ | d) Ba(OH) ₂ |
| b) Fe(OH) ₃ | e) Mn(OH) ₂ |
| c) NH ₄ OH | f) Al(OH) ₃ |

12. Em relação às substâncias do exercício anterior, existem cátions trivalentes cujo metal apresenta outra valência. Pede-se:

- Qual a fórmula e o nome da base correspondente?
- Efetue a dissociação dessa base em água.

13. Escreva as fórmulas das bases:

- | | |
|----------------------------|-------------------------|
| a) hidróxido de lítio; | d) hidróxido níqueloso; |
| b) hidróxido de cálcio; | e) hidróxido áurico; |
| c) hidróxido de estrôncio; | f) hidróxido de zinco. |

14. Na nomenclatura das bases, quando utilizamos terminações *oso* e *ico*?

15. Escreva a equação de dissociação iônica das seguintes bases em água:

- | | |
|---------------------------|-----------------------------|
| a) hidróxido de potássio; | d) hidróxido de zinco; |
| b) hidróxido de cálcio; | e) hidróxido de estanho II; |
| c) hidróxido de alumínio; | f) hidróxido de bismuto. |

Classificação

Quanto ao número de (OH)⁻

Monobases: NaOH, KOH, NH₄OH

Dibases: Mg(OH)₂, Ca(OH)₂, Fe(OH)₂

Tribases: Al(OH)₃, Fe(OH)₃, Ni(OH)₃

Quanto à solubilidade em água

Solúveis: formam com a água um sistema homogêneo; são as bases de metais alcalinos e NH_4OH .

Parcialmente solúveis: são as bases de metais alcalino-terrosos.

Insolúveis: são as bases dos demais cátions.

Quanto ao grau de dissociação iônica (α)

$$\alpha = \frac{\text{número de "moléculas" dissociadas}}{\text{número de "moléculas" dissolvidas}}$$

Dependendo dos valores de α , podemos ter bases:

Bases fortes: são as bases dos grupos 1A e 2A. Têm alto grau de dissociação.

Exemplos: NaOH , $\text{Ca}(\text{OH})_2$

Exceção: $\text{Mg}(\text{OH})_2$

Bases fracas: são as bases dos outros cátions.

Exemplos: $\text{Al}(\text{OH})_3$, NH_4OH

EXERCÍCIOS

16. Classifique as bases abaixo de acordo com os critérios examinados.

a) $\text{Mg}(\text{OH})_2$

d) NH_4OH

b) KOH

e) $\text{Ca}(\text{OH})_2$

c) $\text{Al}(\text{OH})_3$

f) NaOH

17. Classifique de acordo com o grau de dissociação.

a) $\text{Fe}(\text{OH})_3$

d) $\text{Bi}(\text{OH})_3$

b) RbOH

e) LiOH

c) $\text{Co}(\text{OH})_2$

f) $\text{Ba}(\text{OH})_2$

18. Verifique quais dos sistemas abaixo conduzem corrente elétrica.

a) Hidróxido de sódio fundido.

b) Hidróxido de sódio sólido.

c) Hidróxido de sódio dissolvido em água.

d) Solução aquosa de hidróxido de amônio.

e) Solução aquosa de hidróxido de cálcio.

f) Hidróxido de zinco sólido.

19. Considerando os sistemas abaixo relacionados, qual a coloração adquirida na presença dos indicadores: papel de tornassol azul e fenolftaleína?
- Solução de NaOH.
 - Solução de NH_4OH .
 - Solução de HCl .
 - Solução de HNO_3 .
20. Tem-se um frasco contendo uma substância sólida X. Verificou-se que:
- X é solúvel em água;
 - X conduz corrente elétrica quando dissolvido na água;
 - a solução de X em água produz cor amarela na presença de metilorange.
- Pergunta-se: A que função química pertence o composto X?
21. Consultando a tabela periódica:
- Considere os grupos 1A, 2A, 3A e escreva as fórmulas de duas bases com elementos correspondentes a cada grupo mencionado.
 - Escreva o nome das seis bases que você escolheu.
 - Qual a solubilidade dessas bases?

Sais

Substâncias que apresentam sabor salgado são conhecidas como sais.

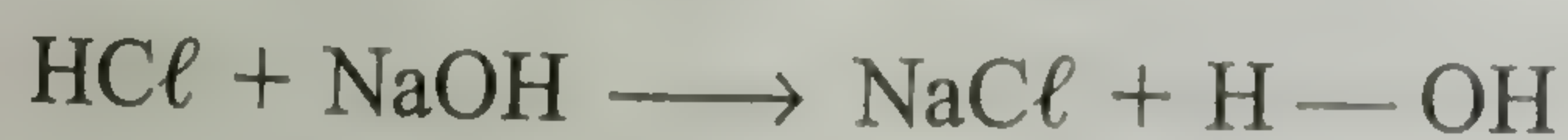
Exemplos: cloreto de sódio e salitre do Chile.

Sais são substâncias que em água sofrem dissociação produzindo pelo menos um cátion diferente de H^+ e pelo menos um ânion diferente de OH^- .

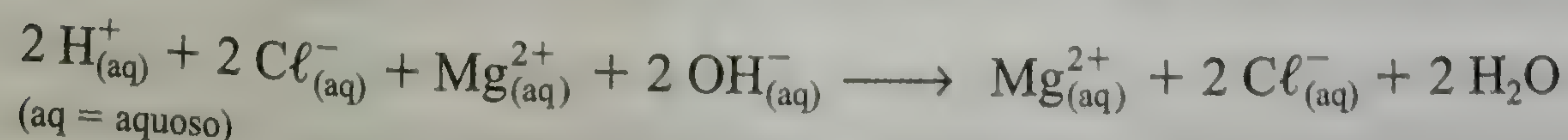
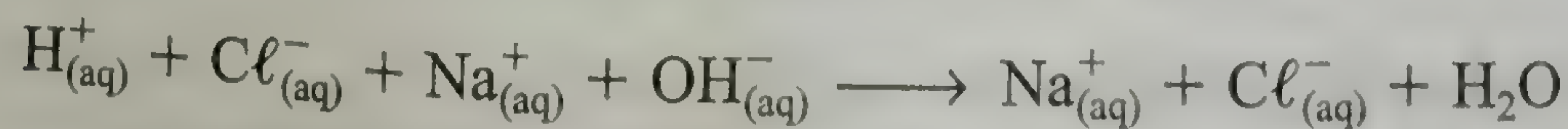
109

Exemplos: NaCl , Ca(OH)Cl , NaHSO_4 .

Podem ser formados pela reação entre ácido e base:



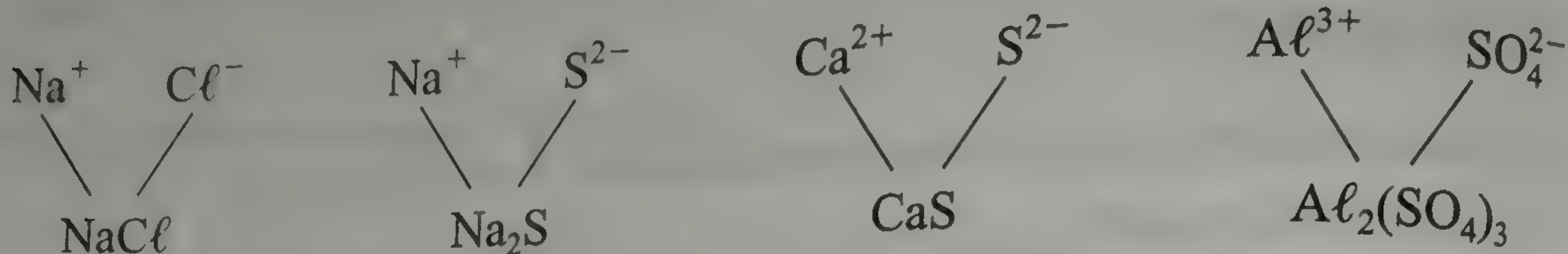
É comum representar essas reações na forma iônica:



Formulação

Na fórmula dos sais, representa-se primeiro o cátion seguido do ânion. O número total de cargas positivas é igual ao número total de cargas negativas. Para escrevê-las, devemos consultar a tabela de cátions e ânions.

Exemplos:



Nomenclatura

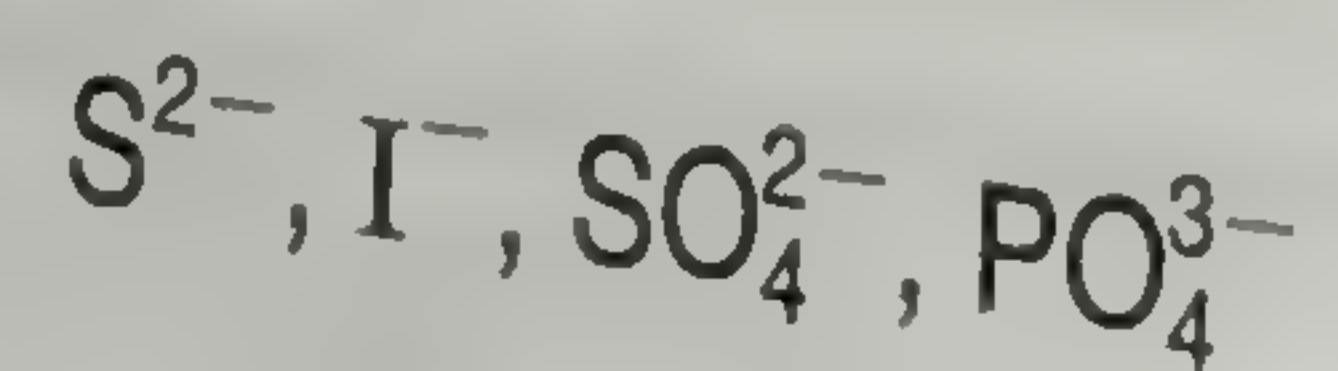
Na nomenclatura dos sais usa-se o nome do ânion seguido do nome do cátion. Quando necessário, sua valência é indicada por meio dos numerais romanos ou dos sufixos **oso** e **ico**. (Consulte a tabela de cátions e ânions.)

Exemplos:

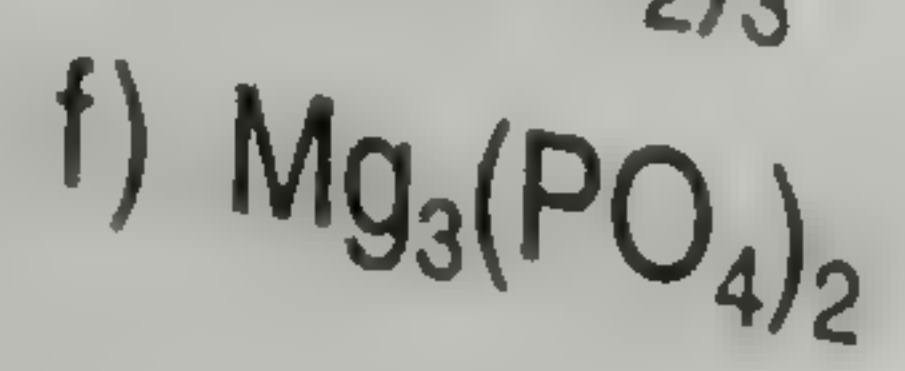
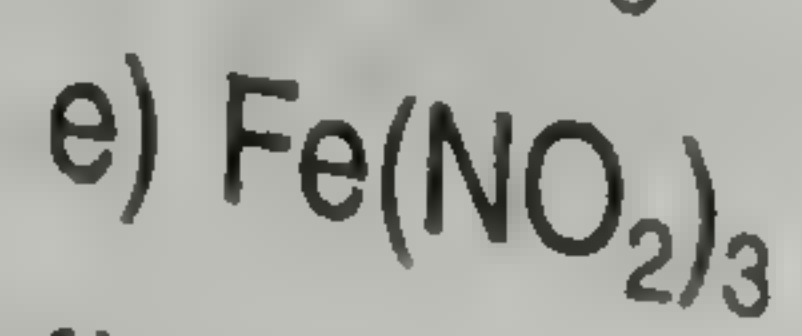
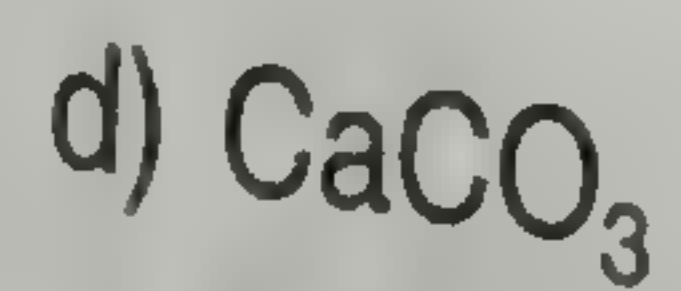
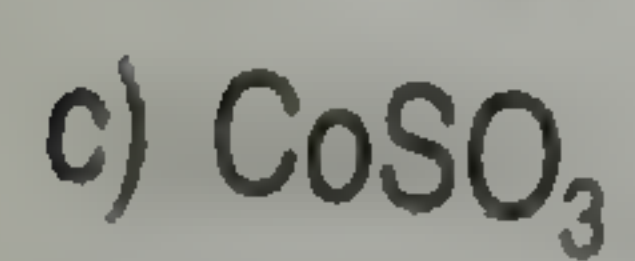
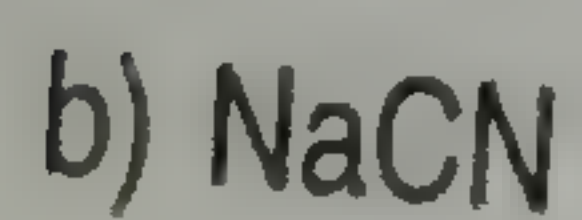
- NaCl cloreto de sódio
 Na_2S sulfeto de sódio
 NiBr_2 brometo de níquel II ou brometo níqueloso
 NiBr_3 brometo de níquel III ou brometo níquelico
 FeSO_4 sulfato de ferro II ou sulfato ferroso

EXERCÍCIOS

22. Escreva as fórmulas dos sais obtidos pela associação entre dois metais alcalinos e dois metais alcalino-terrosos com cada um dos ânions:



23. Dê nome aos seguintes sais:



24. Dê as fórmulas dos sais cujos nomes são:

a) carbonato de amônio.

b) brometo de cálcio.

c) cromato de potássio.

d) fosfito de magnésio.

e) sulfato de crômio.

f) cloreto cobáltico.

Classificação

Quanto à sua natureza

Sais neutros: obtidos em uma reação de neutralização total do ácido e da base.

Exemplo:



Sais ácidos: provenientes da neutralização parcial do ácido.

Exemplo:



O sal ácido formado é conhecido como hidrogenossulfato de potássio, sulfato ácido de potássio ou bissulfato de potássio.

Sais básicos: provenientes da neutralização parcial da base.

Exemplo:



O sal básico obtido é denominado hidroxiclreto de cálcio ou cloreto básico de cálcio.

Quanto à solubilidade em água

Os sais podem ser solúveis ou insolúveis.

Solubilidade de alguns sais em água:

SOLÚVEIS	EXCEÇÕES (INSOLÚVEIS)
Nitratos Acetatos	_____
Cloretos Brometos	AgCl , Hg_2Cl_2 , PbCl_2 AgBr , Hg_2Br_2 , PbBr_2
Iodetos	AgI , PbI_2 , Hg_2I_2 , HgI_2
Sulfatos	Ag_2SO_4 , CaSO_4 , SrSO_4 , BaSO_4 , PbSO_4

INSOLÚVEIS	EXCEÇÕES (SOLÚVEIS)
Carbonatos Sulfitos Fosfatos	$(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$, Li_2CO_3 , Na_2CO_3 , K_2CO_3 , Rb_2CO_3 $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_3$, Li_2SO_3 , Na_2SO_3 , K_2SO_3 , Rb_2SO_3 $(\text{NH}_4)_3\text{PO}_4$, Li_3PO_4 , Na_3PO_4 , K_3PO_4 , Rb_3PO_4
Sulfetos	$(\text{NH}_4)_2\text{S}$, Li_2S , Na_2S , K_2S , Rb_2S , MgS , CaS , SrS , BaS

Quanto à hidratação

Alguns sais apresentam certa quantidade de moléculas de água em sua estrutura cristalina, sendo denominados sais hidratados.

Exemplo:

O sulfato de cobre pentahidratado é cristalizado com 5 moléculas de água, sua cor é azul e sua fórmula é $\text{CuSO}_4 \cdot 5 \text{H}_2\text{O}$.

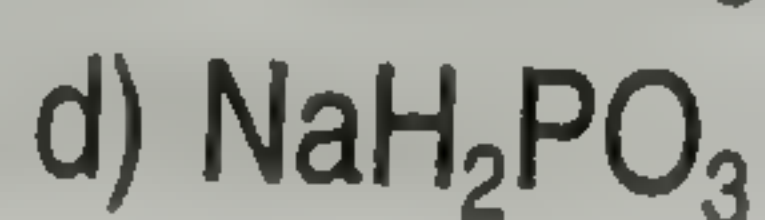
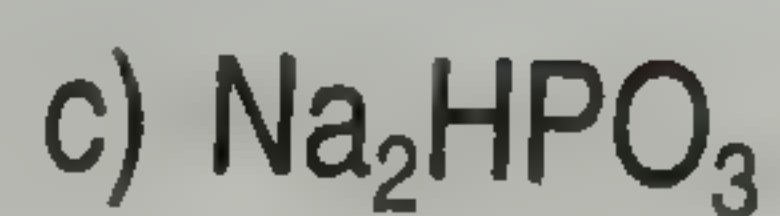
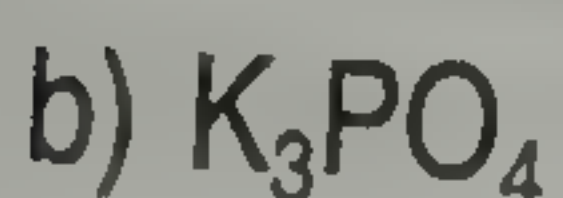
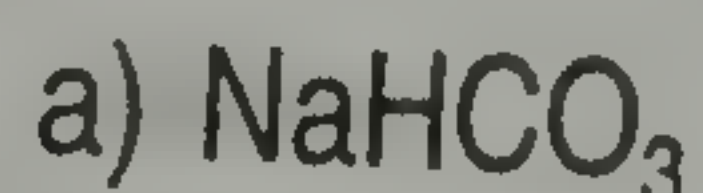
Denominam-se *alúmenes* os sulfatos duplos hidratados cujos cátions são monovalentes e trivalentes, cristalizados com 24 moléculas de água.

Exemplo:

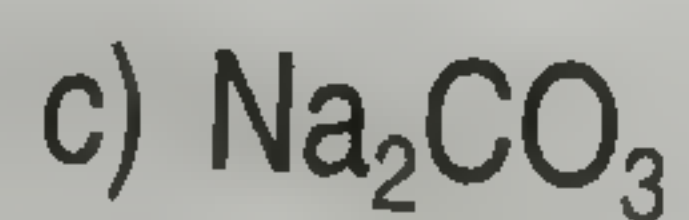
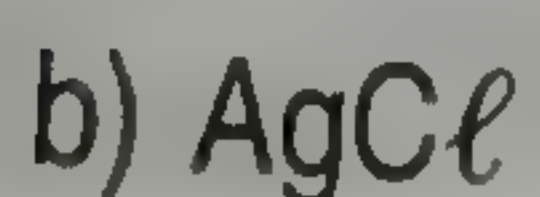
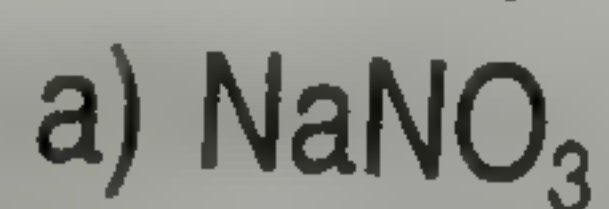
$\text{K}_2\text{SO}_4 \cdot \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot 24 \text{H}_2\text{O}$ — Sulfato duplo de potássio e alumínio com 24 moléculas de água ou alúmen de potássio (pedra-ume).

EXERCÍCIOS

25. Classifique os sais abaixo quanto à sua natureza:



26. Classifique quanto à solubilidade:

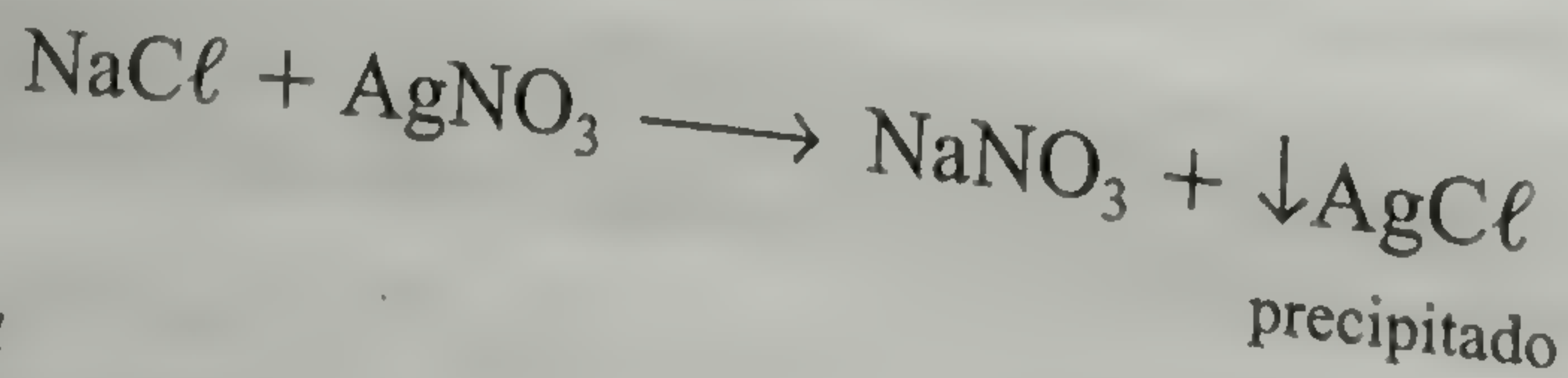


Propriedades funcionais dos sais

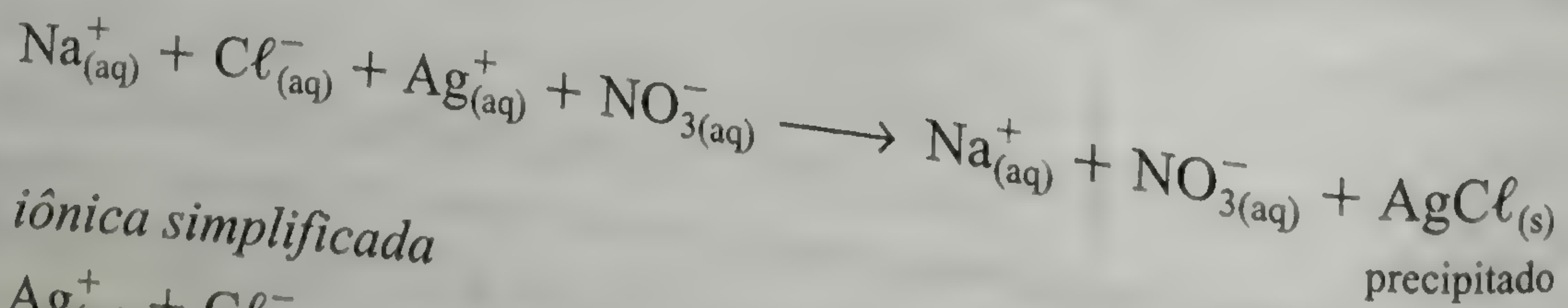
- Sabor: salgado.
- Condutibilidade elétrica: conduzem a corrente elétrica se estiverem no estado líquido (fundido) ou em solução aquosa.
- Reações químicas: as reações de dupla troca envolvendo ácidos, bases e sais ocorrem sempre que houver formação de:

a) produto insolúvel

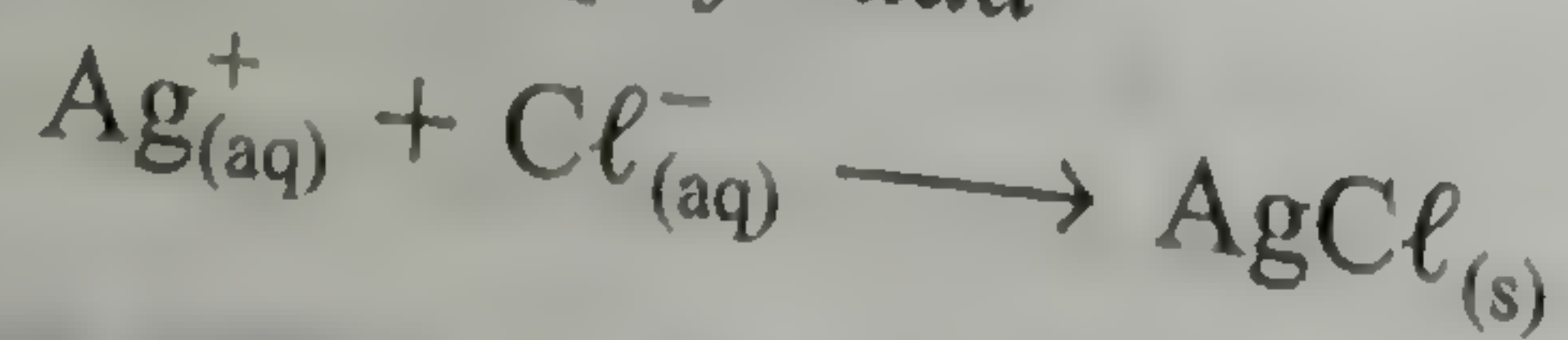
Exemplo:



forma iônica



forma iônica simplificada



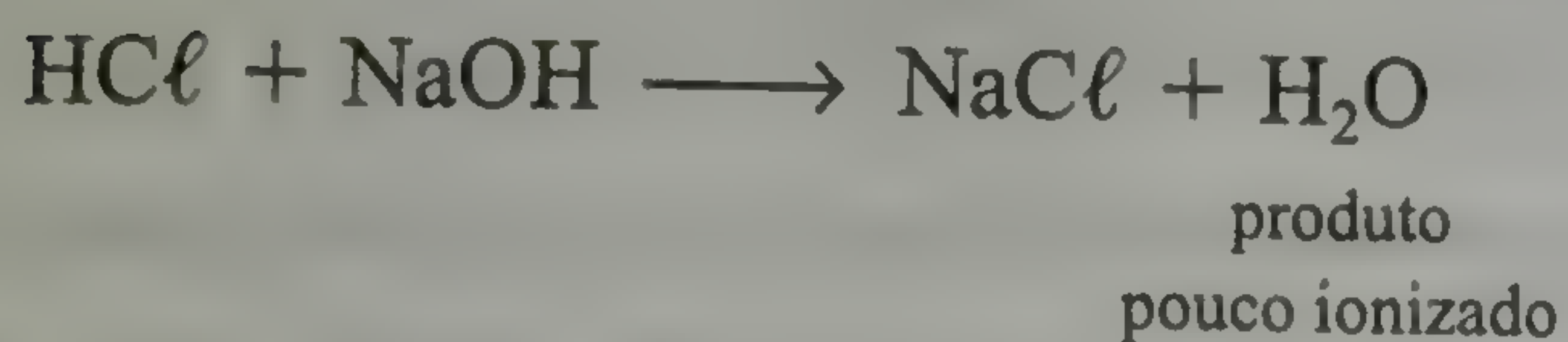
b) produto volátil

Exemplos:



c) produto pouco ionizado ou pouco dissociado

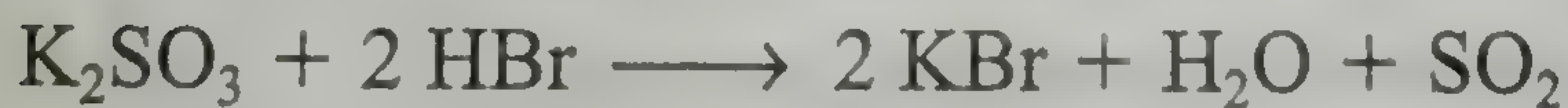
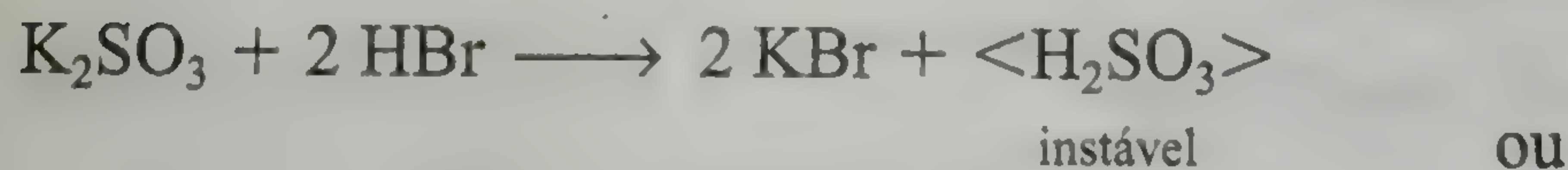
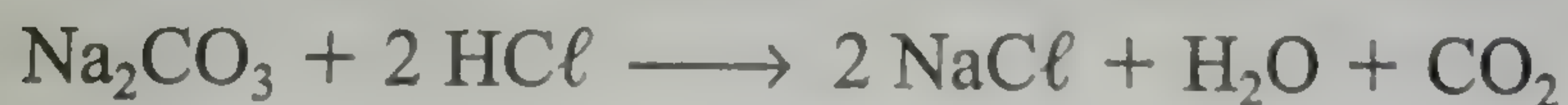
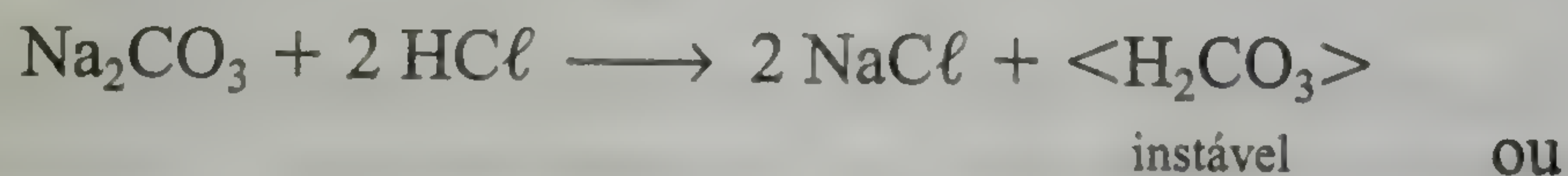
Exemplos:



Observação

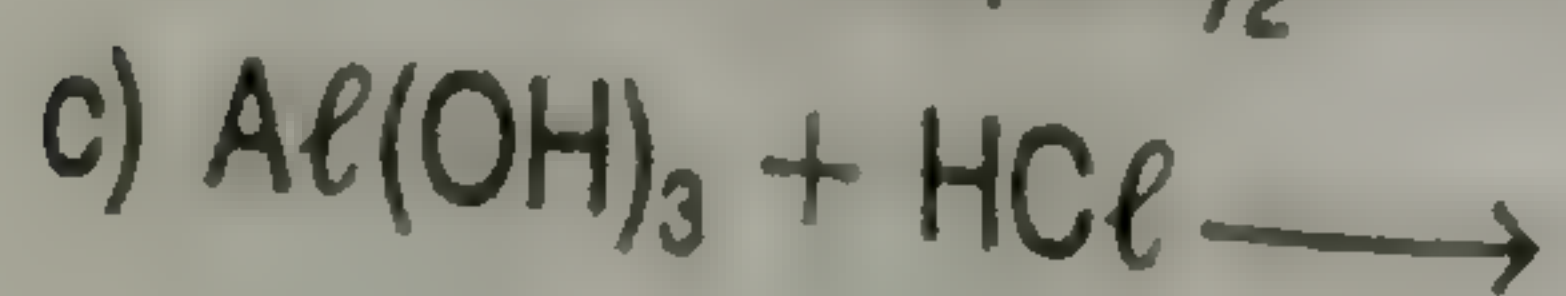
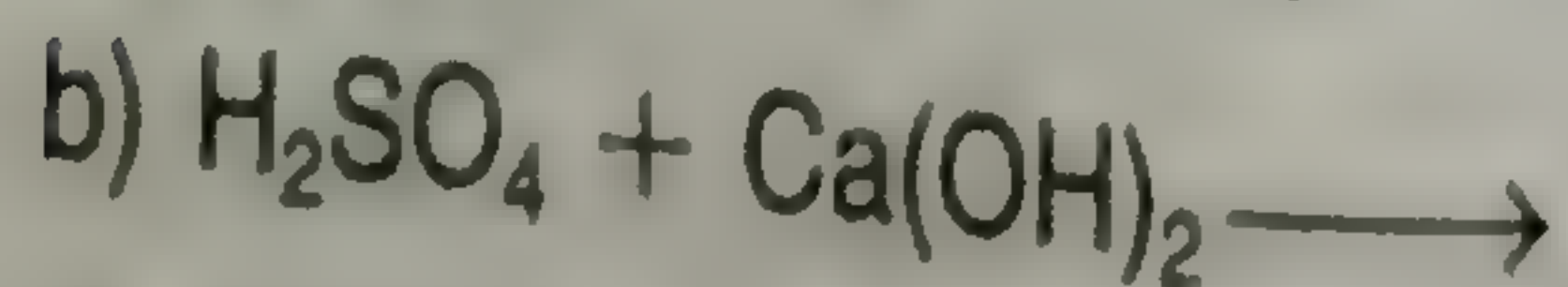
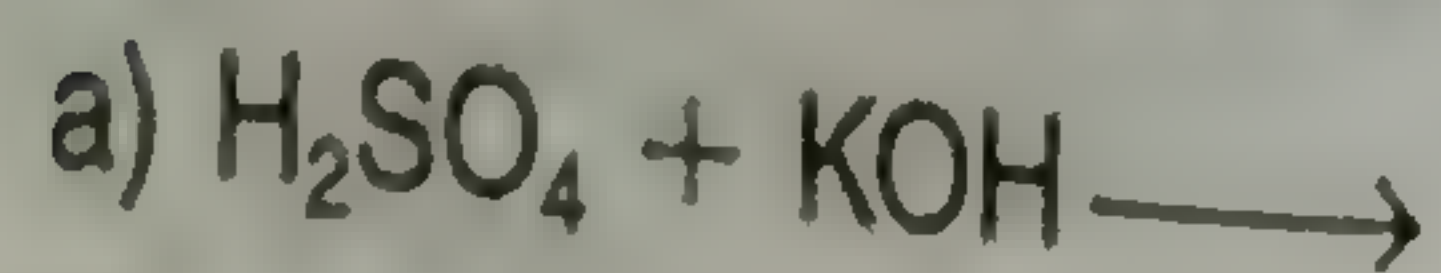
Os sais que contêm íons carbonato ou sulfito reagem com ácidos fortes liberando respectivamente CO_2 e SO_2 , porque os ácidos carbônico e sulfuroso formados são instáveis e se decompõem.

Exemplos:

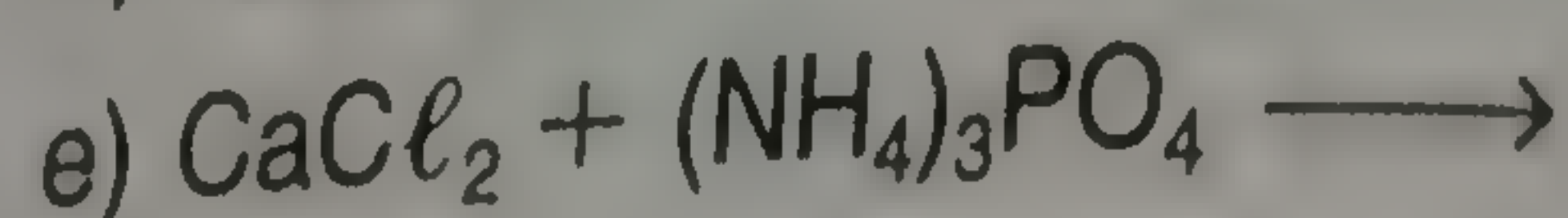
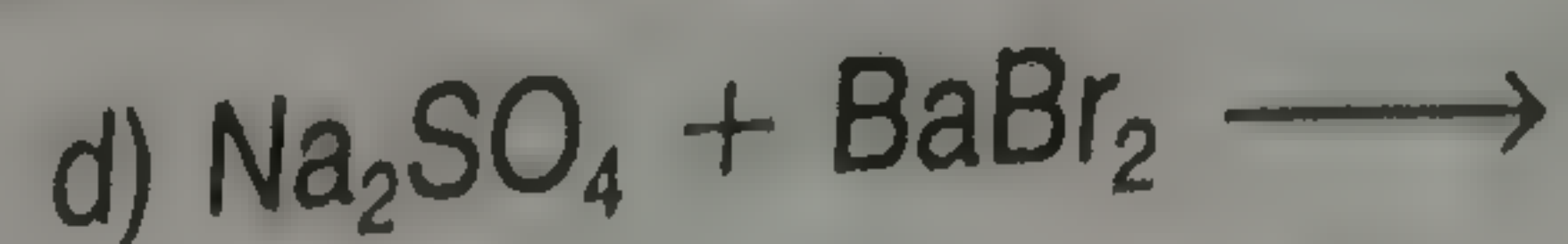
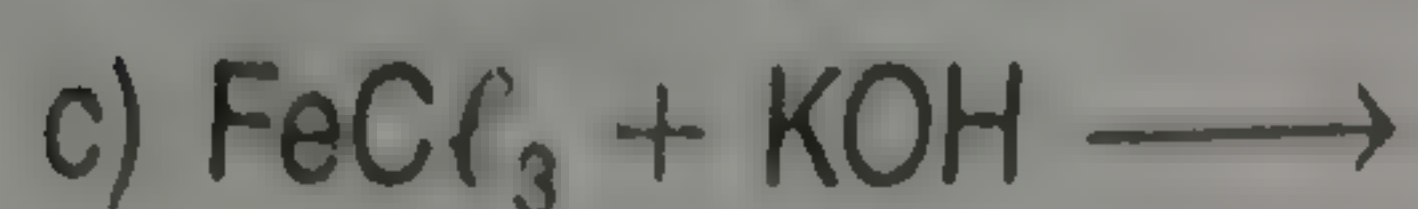
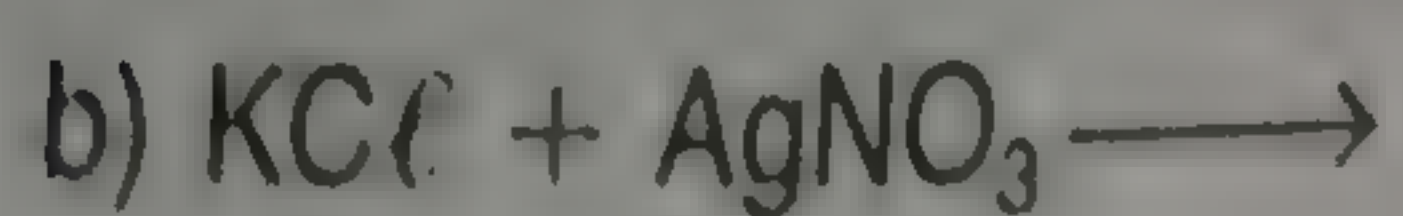


EXERCÍCIOS

27. Escreva as equações de neutralização total e parcial, quando possível, correspondentes às reações entre as substâncias:



28. Complete as seguintes reações químicas, justificando sua ocorrência.



29. Complete adequadamente as reações químicas entre:

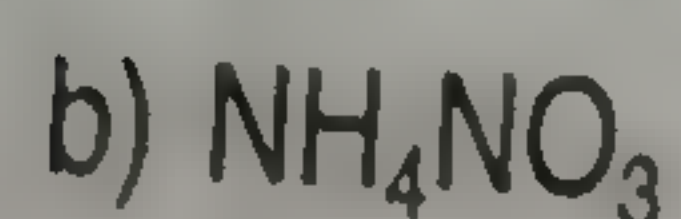
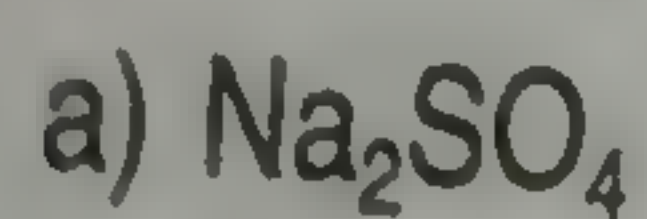
a) ácido fosfórico e cloreto de amônio;

b) sulfeto de potássio e ácido sulfúrico;

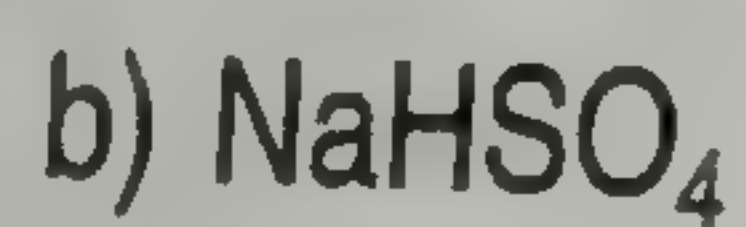
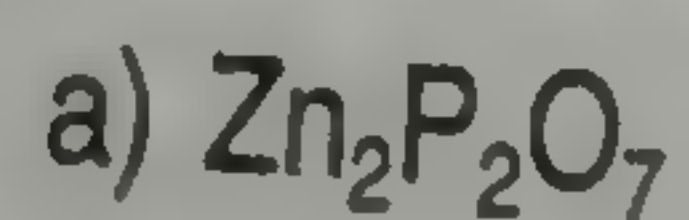
c) iodeto de cálcio e nitrato de chumbo II;

d) hidróxido de amônio e cloreto de bismuto.

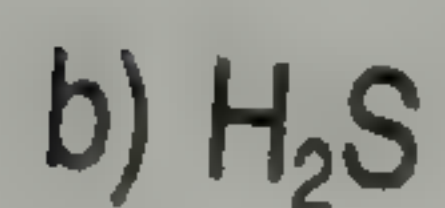
30. Equacione as reações de neutralização total que permitem obter os seguintes sais:



31. Escreva a equação química correspondente à formação dos seguintes sais:

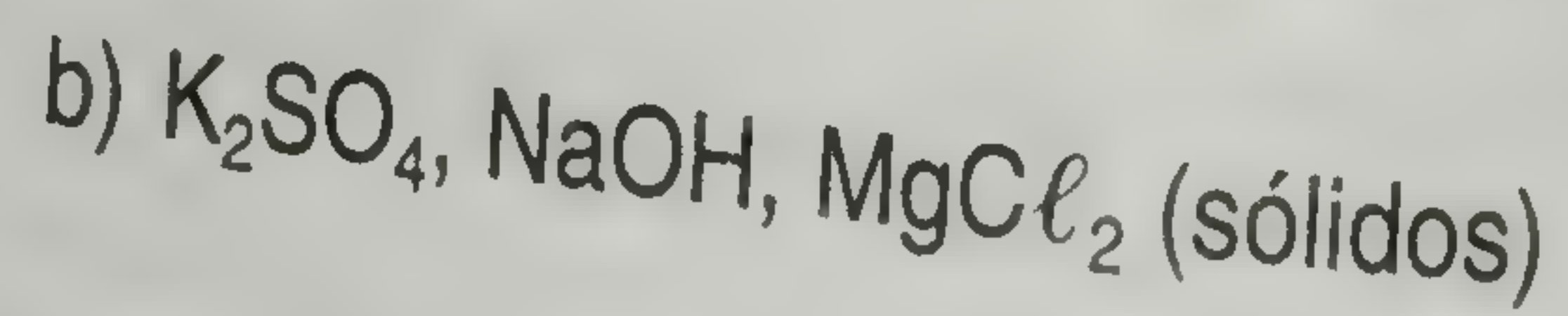
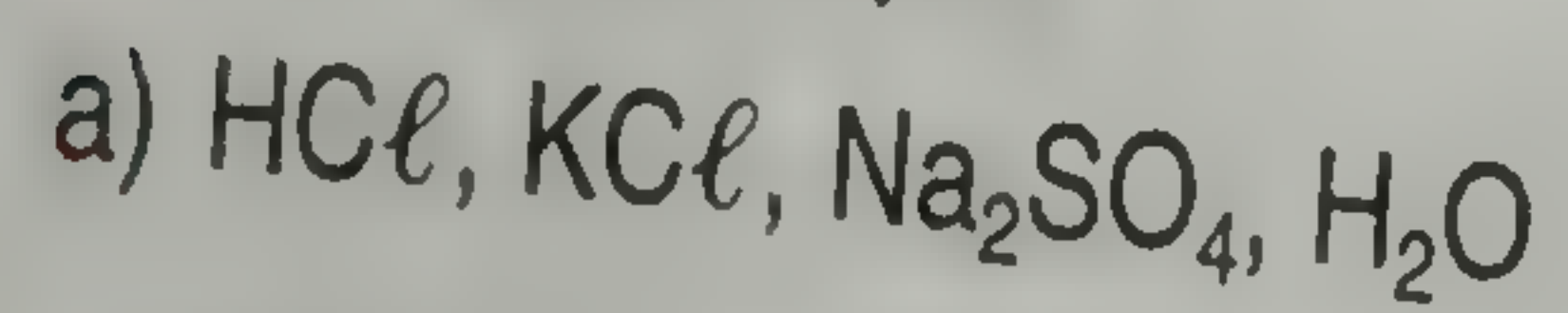


32. Formule as equações químicas que, utilizando um ácido fixo e um sal, permitam obter os seguintes ácidos voláteis:



33. Formule duas equações químicas correspondentes à reação de um ácido com sal em que se possa obter uma substância pouco dissociada em água.

34. Considerando a mistura formada pelos compostos abaixo, verifique qual conduz corrente elétrica. Justifique.



35. Pesquise a diferença entre sal hidratado e sal úmido.

Óxidos

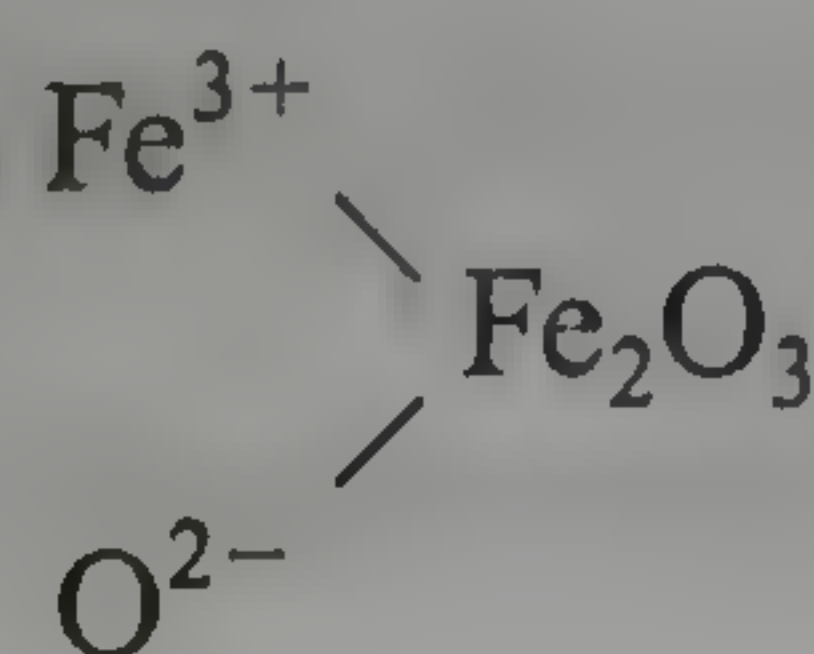
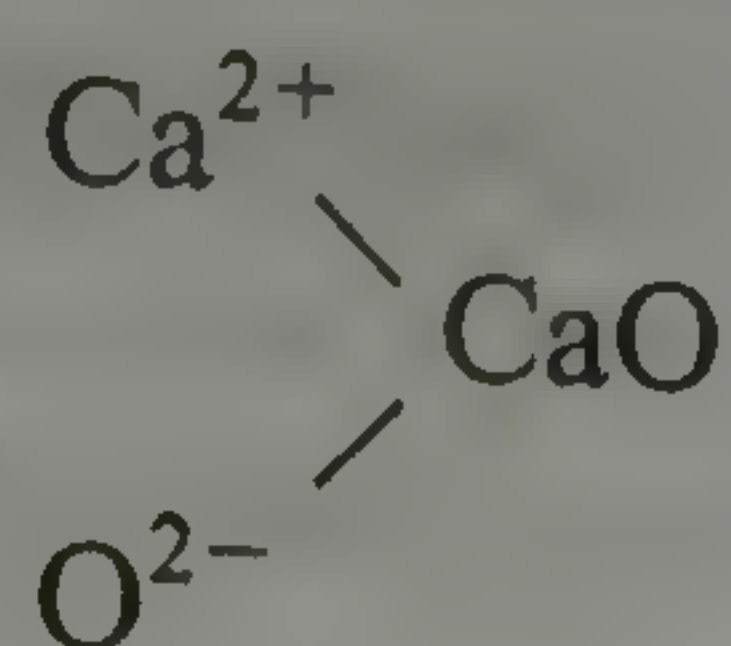
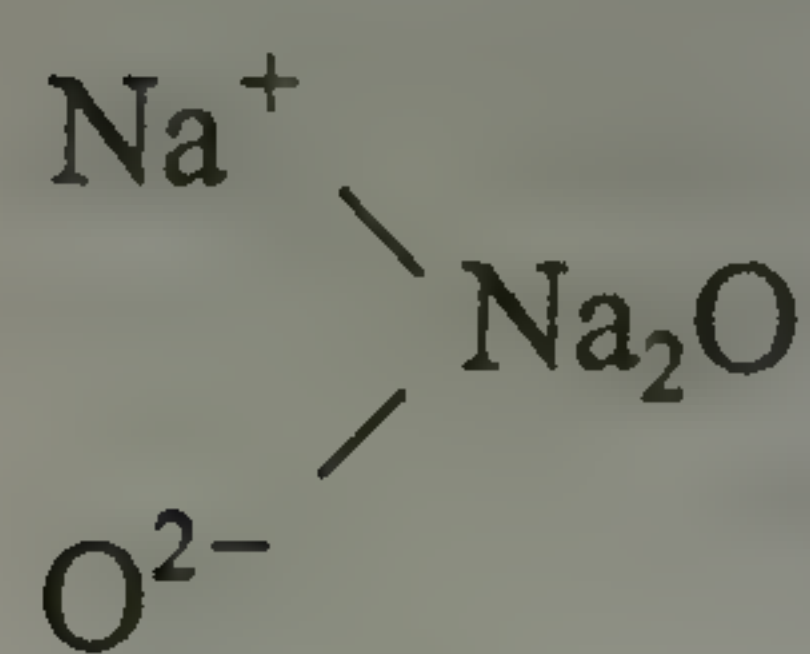
Óxidos são compostos binários em que o elemento mais eletronegativo é o oxigênio.

Exemplos: a cal virgem (CaO), o gás carbônico (CO_2), o óxido de ferro III (Fe_2O_3) e a água oxigenada (H_2O_2).

Formulação

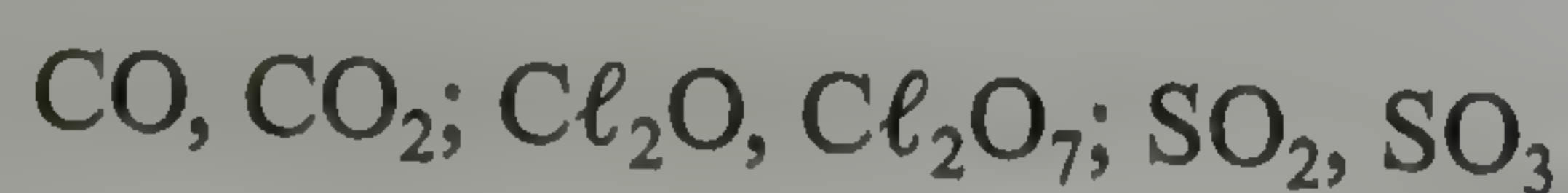
Nas fórmulas dos óxidos, representa-se em primeiro lugar o elemento menos eletronegativo. Quando esse elemento é um metal, a proporção entre os íons deve ser aquela em que o número total de cargas positivas e negativas se iguale.

Exemplos:



Quando o elemento é um não-metal, a fórmula é estabelecida pela proporção de átomos que compartilhando pares eletrônicos se estabilizam.

Exemplos:



Nomenclatura

Coloca-se a palavra **óxido** seguida do nome do outro elemento. Quando necessário, sua valência é indicada por meio de sufixo ou de numerais romanos.

Exemplos:

Na_2O óxido de sódio

Fe_2O_3 óxido de ferro III ou óxido férrico

Cl_2O_5 óxido de cloro V

Uma outra nomenclatura utilizada indica a proporção dos átomos por meio de prefixos:

Cl_2O_5 pentóxido de dicloro ou pentóxido de cloro

NO monóxido de mononitrogênio

N_2O monóxido de dinitrogênio

CO_2 dióxido de carbono

EXERCÍCIOS

36. (Fuvest-SP) As placas *vision* são feitas de um vidro obtido pelo tratamento térmico de misturas constituídas principalmente de Li_2O , Al_2O_3 e SiO_2 . Essas três substâncias são:

a) ácidos.

b) bases.

c) sais.

d) óxidos.

e) peróxidos.

37. Considerando as substâncias abaixo relacionadas, classifique-as em ácidos, bases, sais e óxidos.

- | | | | |
|---------------------------|---------------------------------------|-------------------------------------|---------------------------|
| a) CaO | e) $\text{H}_4\text{Fe}(\text{CN})_6$ | i) K_2ZnO_2 | n) CO_2 |
| b) K_2O | f) ZnO | j) HClO | o) N_2O_5 |
| c) NH_4OH | g) KOH | l) CO | p) PbI_2 |
| d) NaAlO_2 | h) H_2O_2 | m) $\text{H}_3\text{C}-\text{COOH}$ | q) Li_2O |

38. Escreva as fórmulas e dê os nomes dos óxidos formados pelos cátions:

- | | |
|---------------------|---------------------|
| a) K^+ | d) Fe^{2+} |
| b) Mg^{2+} | e) Ni^{3+} |
| c) Al^{3+} | f) Sn^{2+} |

39. Escreva o nome dos óxidos:

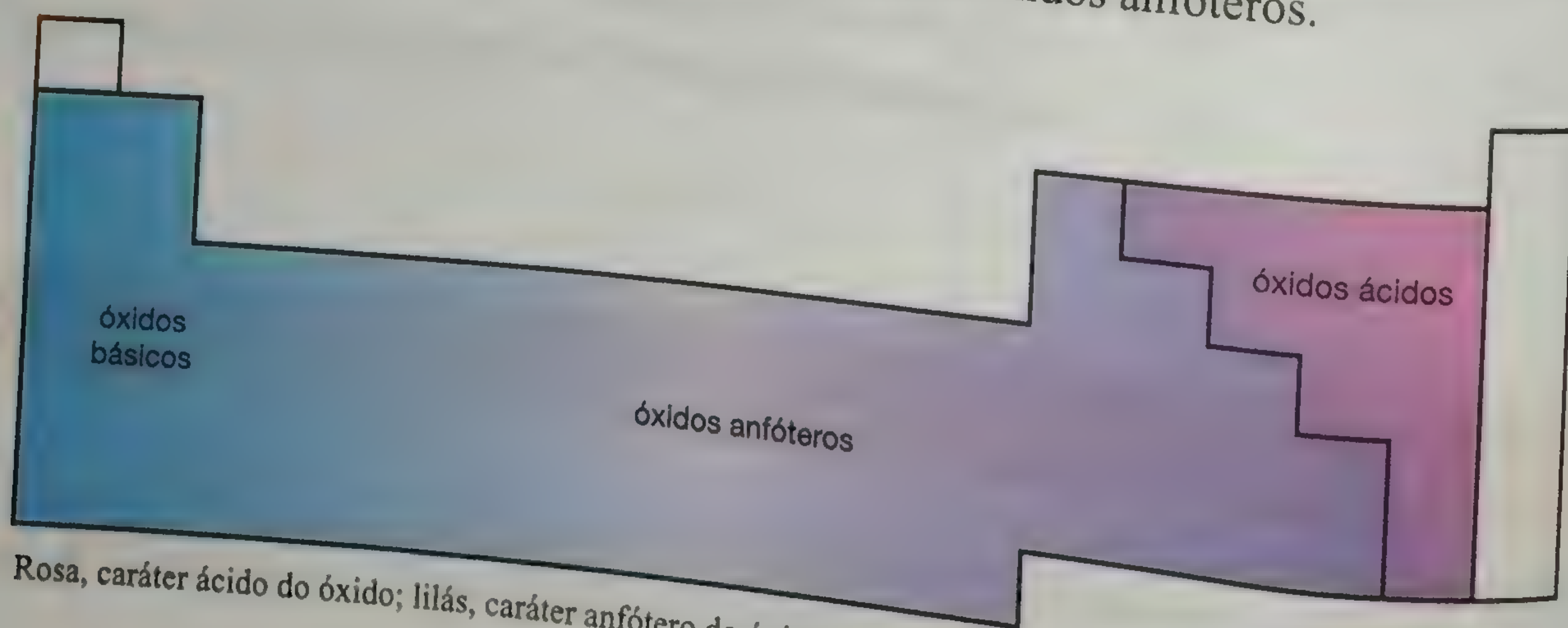
- | | |
|------------------|----------------------------|
| a) FeO | d) Cl_2O_3 |
| b) SO_3 | e) NO_2 |
| c) CO | f) Cr_2O_3 |

40. Dê as fórmulas dos óxidos:

- | | |
|---------------------------|-----------------------|
| a) óxido férrico | d) dióxido de carbono |
| b) pentóxido de difósforo | e) óxido de bismuto |
| c) óxido de bário | |

Propriedades funcionais e classificação

De acordo com a posição do elemento na tabela periódica, os óxidos por ele formados apresentam características físicas e químicas próprias. Podem ser classificados em óxidos básicos, óxidos ácidos ou anidridos e óxidos anfóteros.



Rosa, caráter ácido do óxido; lilás, caráter anfótero do óxido; azul, caráter básico do óxido.

Alguns elementos, em particular, podem formar outros tipos de óxidos, que por suas características são chamados de óxidos neutros, óxidos duplos ou peróxidos.

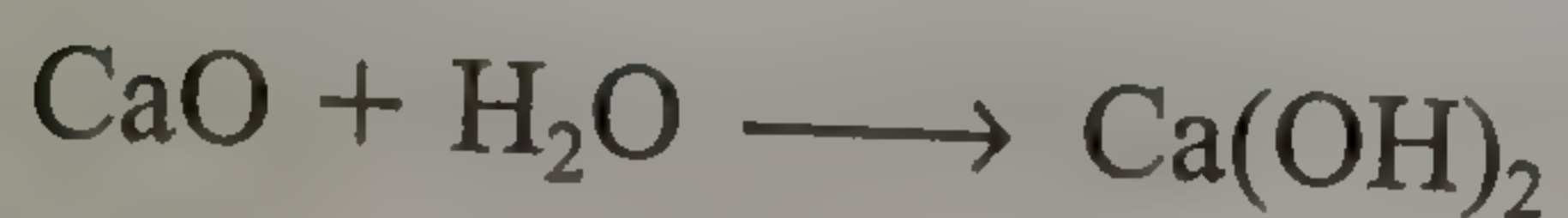
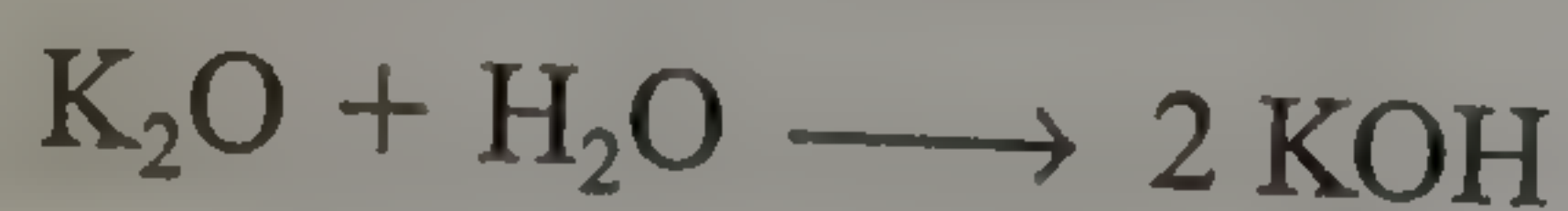
Óxidos básicos

Os óxidos básicos reagem com água produzindo bases e com ácidos produzindo sal e água.

A cal virgem (CaO), que é usada na caição de paredes, ao ser misturada com a água, reage formando uma base conhecida como cal extinta ou cal apagada (Ca(OH)₂).

Esse tipo de reação ocorre em especial com os óxidos dos grupos 1A e 2A, que, por isso, são classificados como *óxidos básicos*.

Exemplos: K₂O, CaO, Rb₂O, BaO

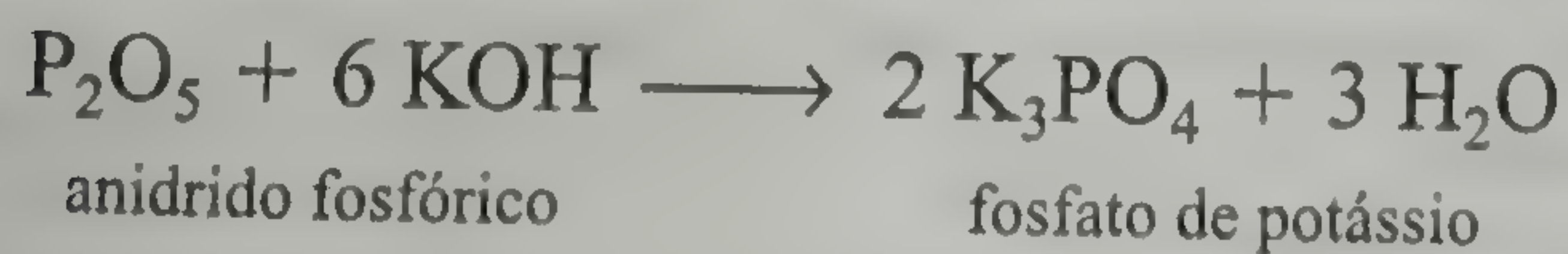
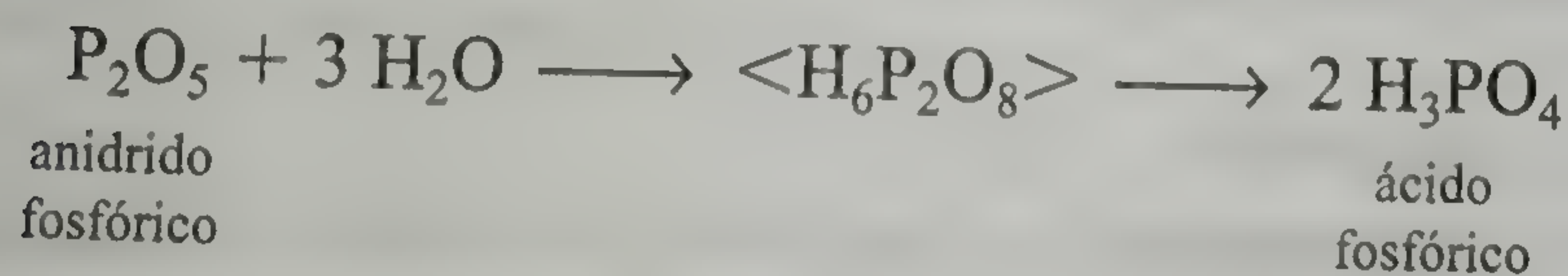
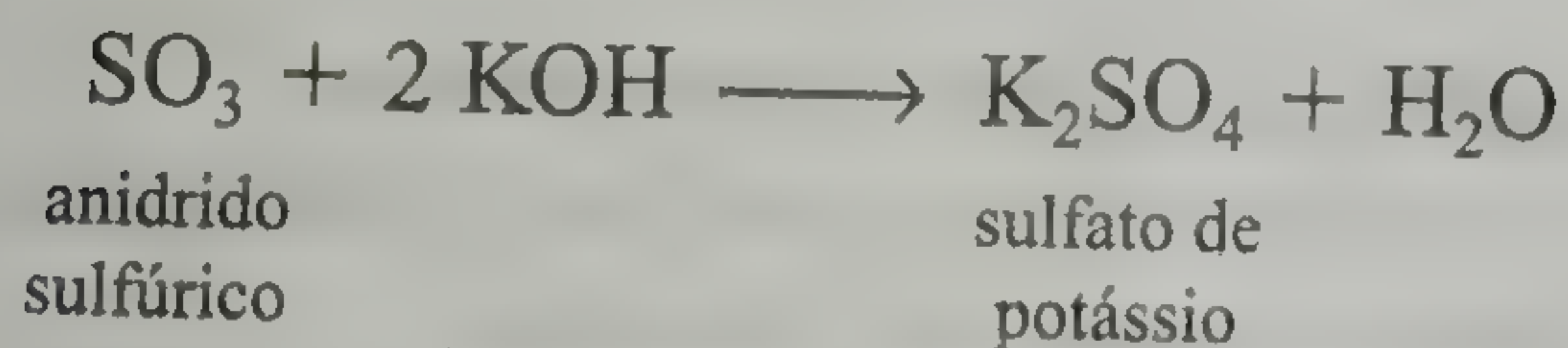
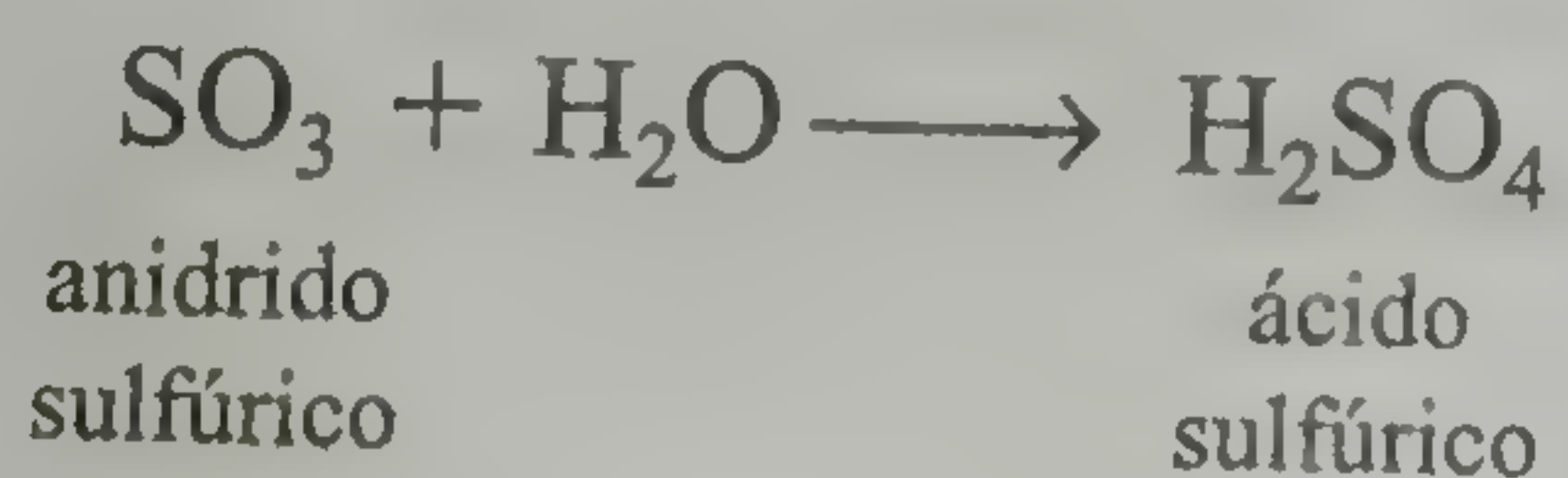


Esses óxidos são iônicos e, portanto, apresentam PF e PE elevados; consequentemente são sólidos nas condições ambientes.

Óxidos ácidos ou anidridos

Os óxidos ácidos reagem com a água produzindo um ácido e reagem com bases formando sal e água.

Exemplos: P₂O₅, SO₃, N₂O₃, NO₂



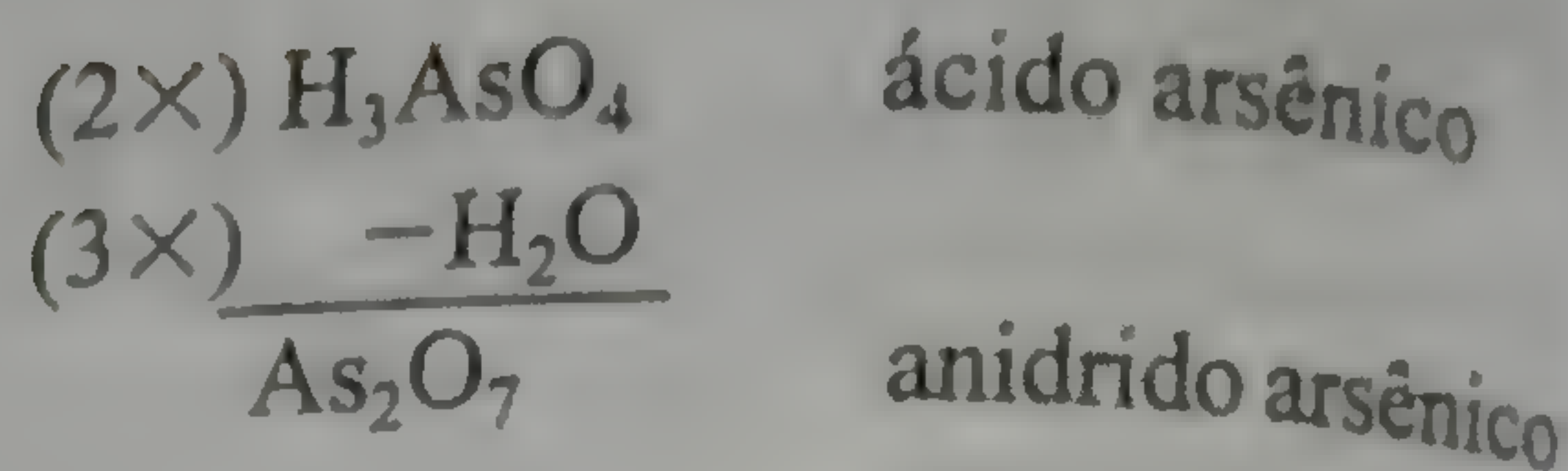
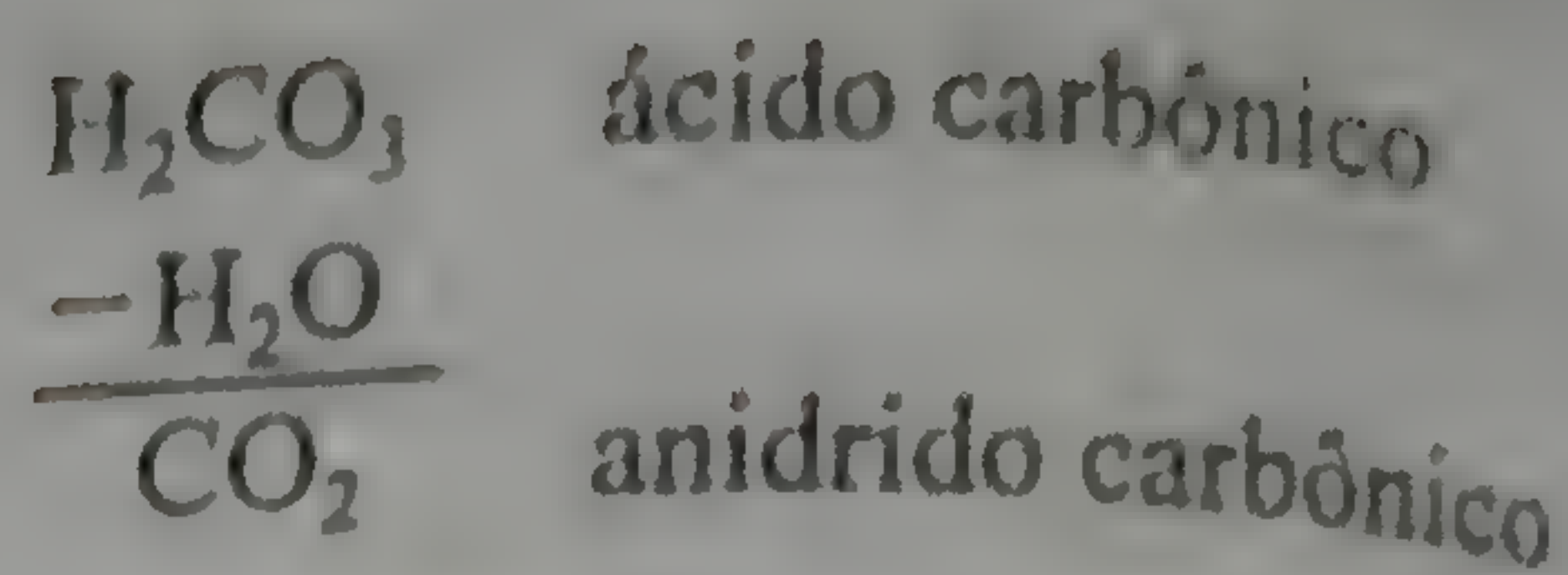
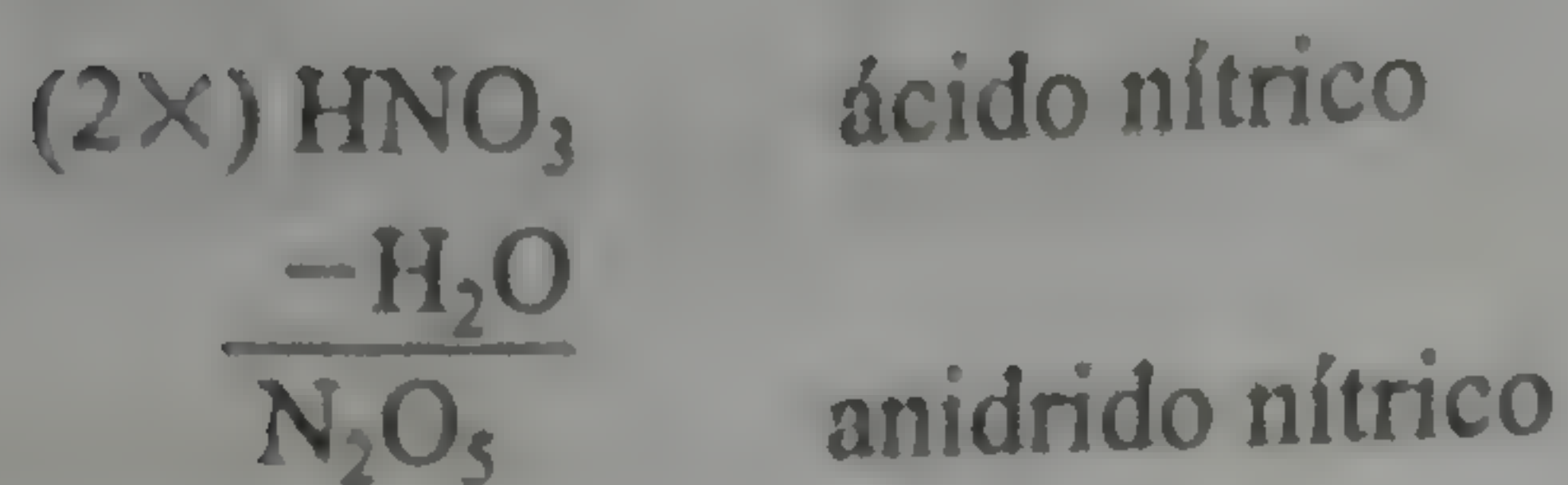
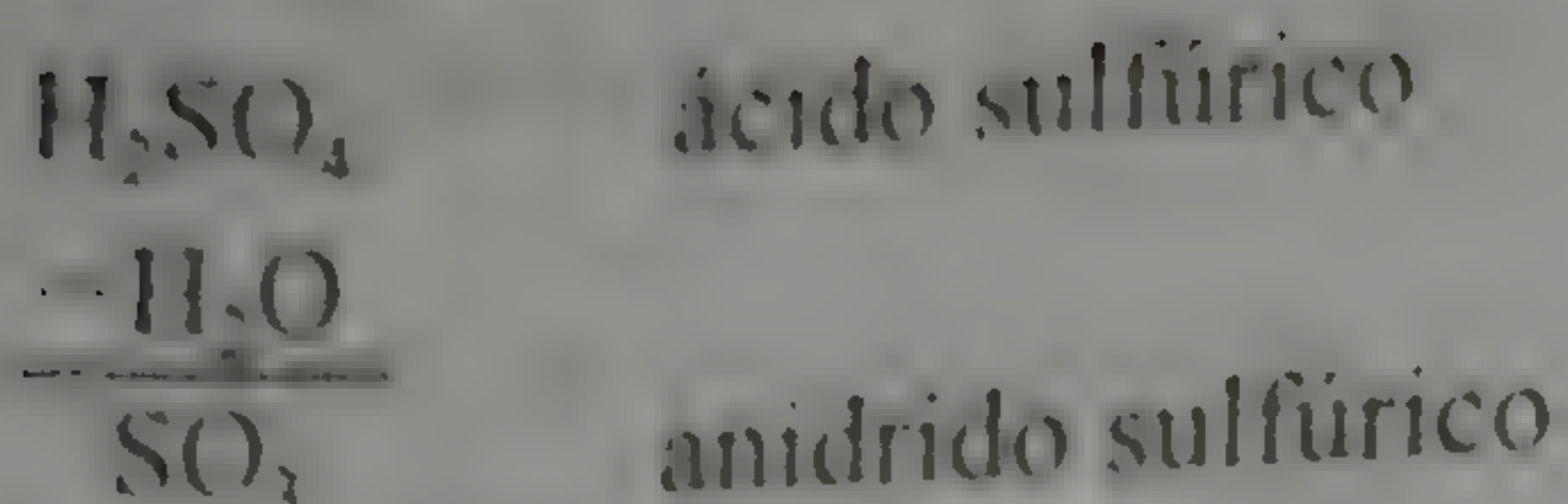
Na queima de combustíveis fósseis, uma das substâncias formadas é o gás carbônico, CO₂, que, ao reagir com água, produz um ácido. Esse tipo de reação ocorre também com outros óxidos, principalmente entre os formados por não-metais.

Os óxidos ácidos são em geral moleculares e apresentam PE e PF variados, sendo encontrados em diferentes estados físicos.

Exemplos: CO₂ e SO₂ são gasosos; CrO₃ é sólido.

A denominação anidrido significa substância derivada de um ácido pela eliminação de moléculas de água; sua fórmula pode ser obtida desidratando-se o ácido correspondente.

Exemplos:



Óxidos anfóteros

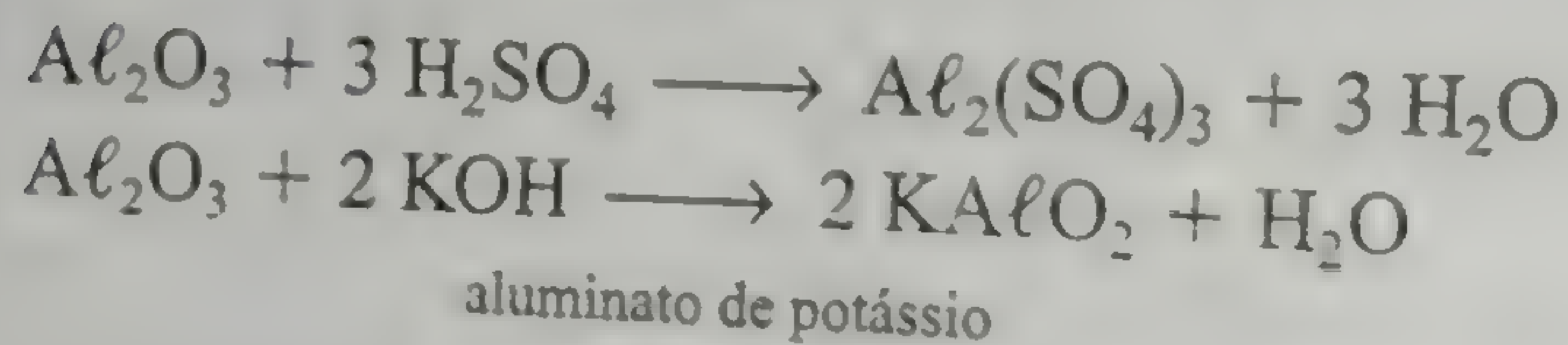
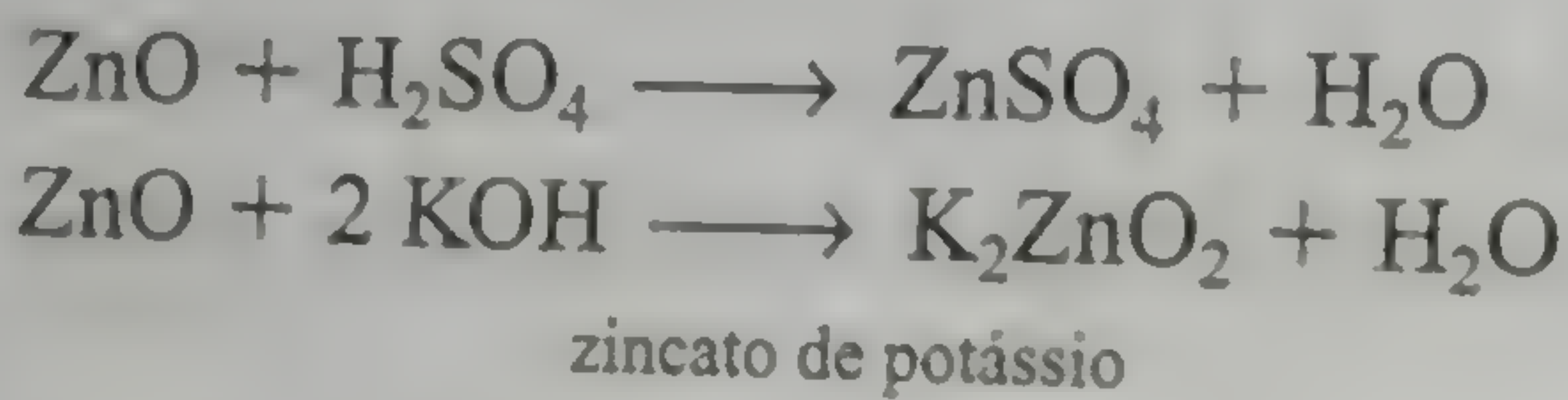
Os óxidos anfóteros são os que reagem com ácidos e bases produzindo sal e água.

Exemplos: ZnO , Al_2O_3

O rubi e outras pedras preciosas apresentam em sua constituição o Al_2O_3 , que, embora não reaja com água, reage com ácidos e bases fortes.

Essa propriedade é comum a óxidos como os de zinco, antimônio, arsênio e outros.

Exemplos:



Óxidos neutros

São óxidos que não reagem com água, ácidos e bases.

Exemplos: monóxido de carbono (CO), monóxido de nitrogênio (NO) e monóxido de dinitrogênio (N_2O), conhecido como gás hilariante.

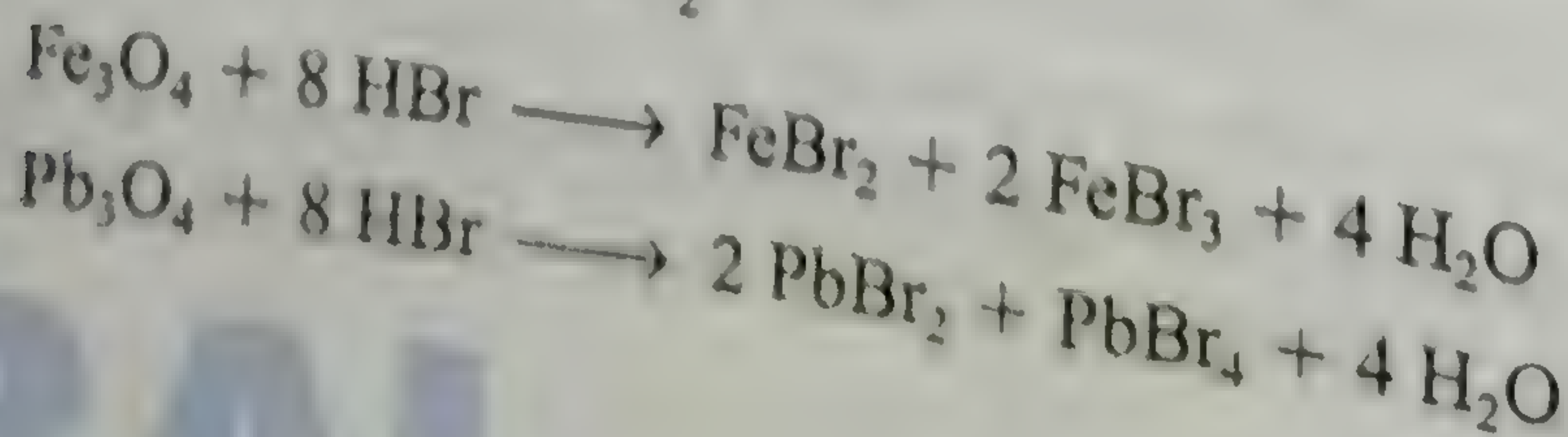
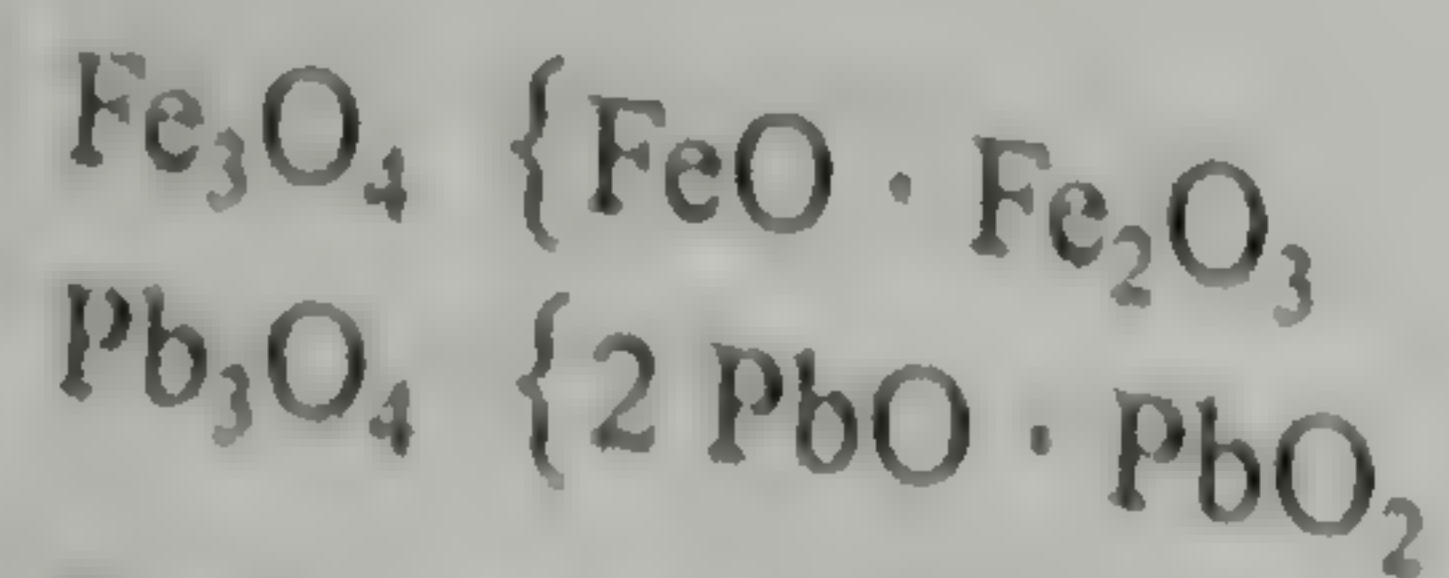
Óxidos duplos ou mistos

Os óxidos duplos apresentam características de dois óxidos de um mesmo elemento, tendo uma fórmula equivalente à soma desses óxidos.

O zarcão, Pb_3O_4 , usado para proteger o ferro contra a ferrugem, pode ser representado por $2 \text{PbO} + \text{PbO}_2$.

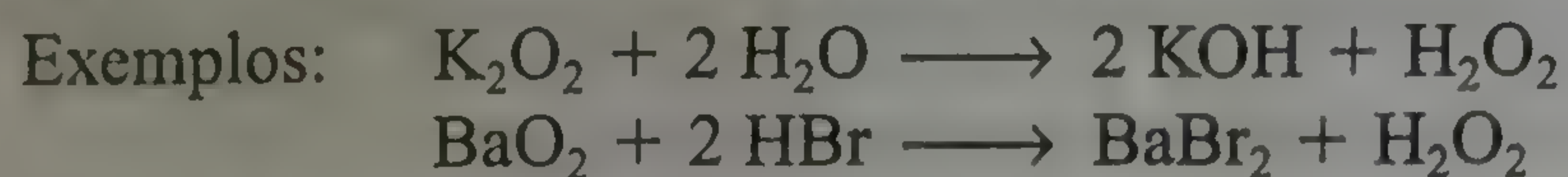
Reagem apenas com ácidos fortes produzindo dois sais diferentes com cátions do mesmo elemento e água.

Exemplos:

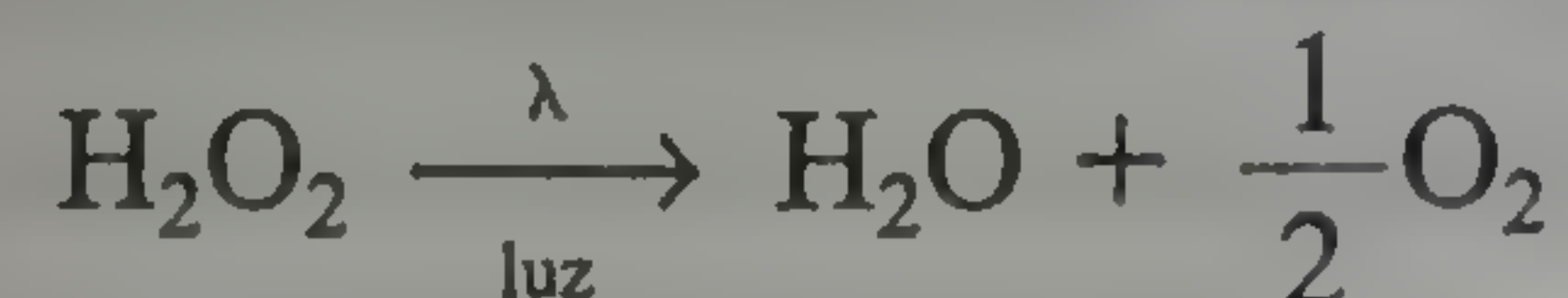


Peróxidos

São óxidos que apresentam o grupo $(O - O)^{2-}$. Os peróxidos iônicos reagem com água, produzindo água oxigenada (H_2O_2) e a base correspondente. Reagem também com ácidos, formando sal e água oxigenada.



Obs.: A água oxigenada (peróxido de hidrogênio) sofre decomposição em presença de luz e, portanto, deve ser acondicionada em frascos escuros.



EXERCÍCIOS

41. Classifique os óxidos abaixo considerando suas reações com água, ácidos e bases.

- | | | |
|------------|--------------|--------------|
| a) NO | c) CO_2 | e) Pb_3O_4 |
| b) CaO_2 | d) As_2O_3 | f) MgO |

42. Dados os ácidos abaixo, determine as fórmulas dos anidridos correspondentes.

- | | | |
|--------------|-------------|--------------|
| a) H_2SO_3 | c) $HClO_2$ | e) HNO_2 |
| b) $HClO$ | d) $HClO_4$ | f) H_3PO_4 |

43. Complete as reações abaixo quando possível.

- | | |
|------------------------------------|-------------------------------------|
| a) $Na_2O + H_2O \longrightarrow$ | d) $Cl_2O_7 + H_2O \longrightarrow$ |
| b) $K_2O_2 + H_2O \longrightarrow$ | e) $Al_2O_3 + H_2O \longrightarrow$ |
| c) $NO + H_2O \longrightarrow$ | |

44. Complete as reações abaixo quando possível.

- | | |
|-----------------------------------|------------------------------------|
| a) $Na_2O + HCl \longrightarrow$ | d) $Cl_2O_7 + HBr \longrightarrow$ |
| b) $K_2O_2 + HBr \longrightarrow$ | e) $Al_2O_3 + HCl \longrightarrow$ |
| c) $NO + HCl \longrightarrow$ | |

45. Complete as reações abaixo quando possível.

- | | |
|----------------------------------|-------------------------------------|
| a) $Na_2O + KOH \longrightarrow$ | d) $Cl_2O_7 + NaOH \longrightarrow$ |
| b) $CO_2 + NaOH \longrightarrow$ | e) $Al_2O_3 + LiOH \longrightarrow$ |
| c) $CO + KOH \longrightarrow$ | |

46. Os óxidos abaixo foram tratados com água em recipientes diferentes, acrescentando algumas gotas de fenolftaleína em cada um dos recipientes. Qual a cor adquirida em cada solução? Por quê?

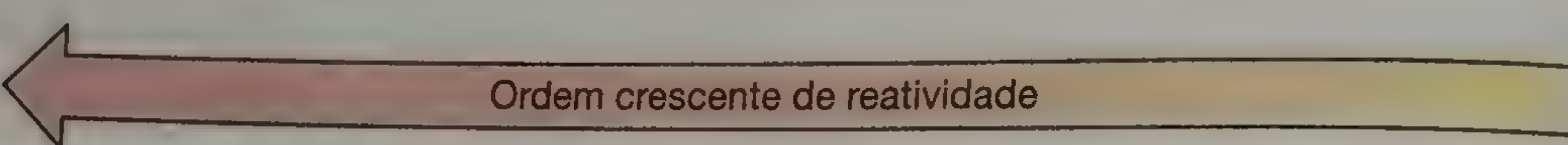
- | | | |
|------------|--------------|-------|
| a) Na_2O | b) Cl_2O_5 | c) CO |
|------------|--------------|-------|

Algumas reações químicas de deslocamento

Vamos enfocar algumas reações de deslocamento entre metais e não-metais com sais e ácidos.

Reações de metais com ácidos e sais

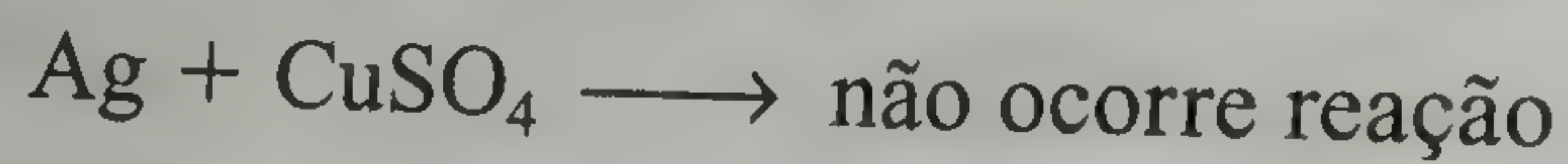
O elemento mais reativo desloca o menos reativo dos compostos:

Fila de reatividade dos metais																													
Li	Cs	Rb	K	Ba	Sr	Ca	Na	Mg	Al	Mn	Be	Zn	Cr	Fe	Cd	Co	Ni	Sn	Pb	H	Sb	Bi	As	Cu	Hg	Ag	Pd	Pt	Au
 Ordem crescente de reatividade																													

Exemplos:



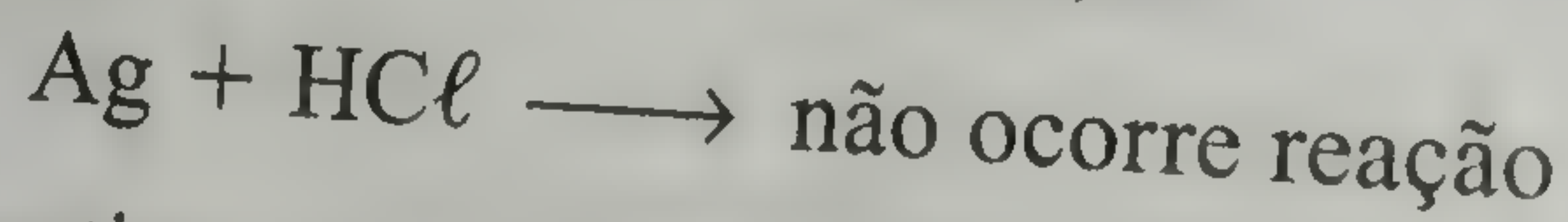
O zinco (Zn) é mais reativo que o cobre (Cu), portanto desloca o cobre.



A prata (Ag) é menos reativa que o cobre (Cu).



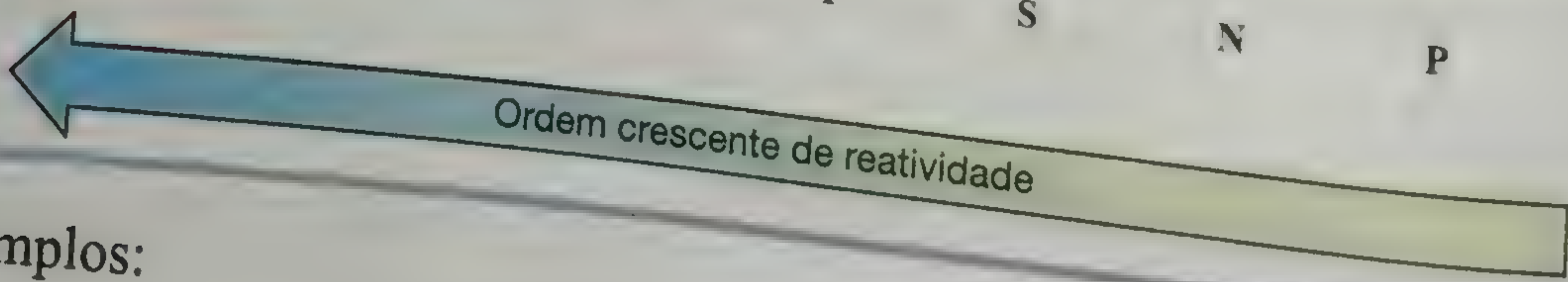
O zinco é mais reativo que o hidrogênio (H).



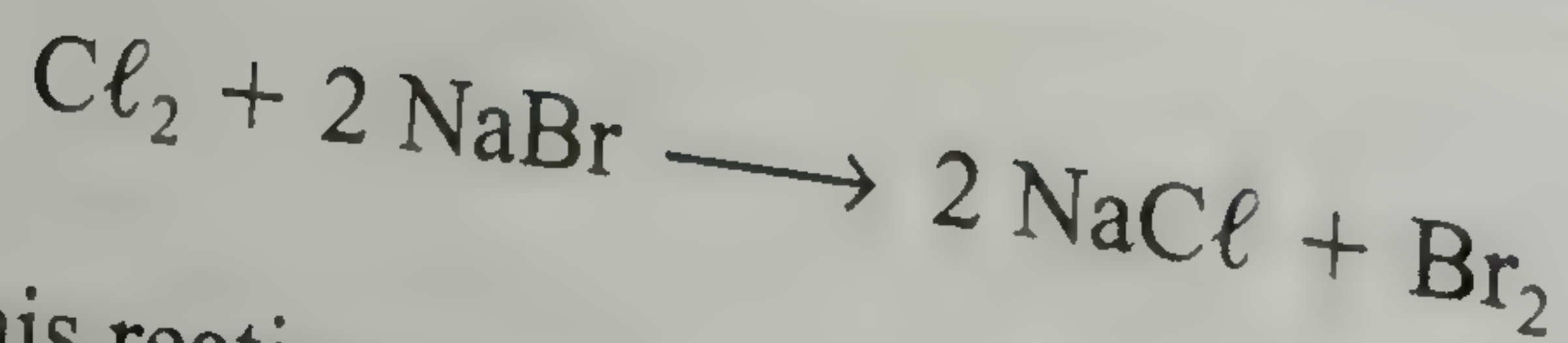
A prata é menos reativa que o hidrogênio. O mesmo comportamento é observado com todos os metais que estão após o H na fila de reatividade.

Reações de não-metais com sais

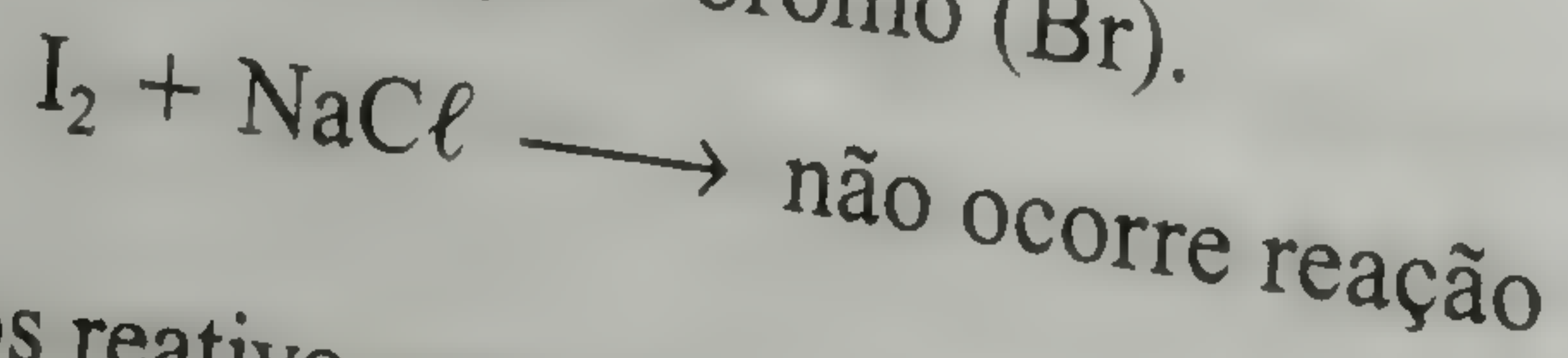
O não-metal desloca o ânion do sal quando é mais reativo que este.

Fila de reatividade dos não-metais									
F	O	Cl	Br	I	S	N	P	C	
									

Exemplos:



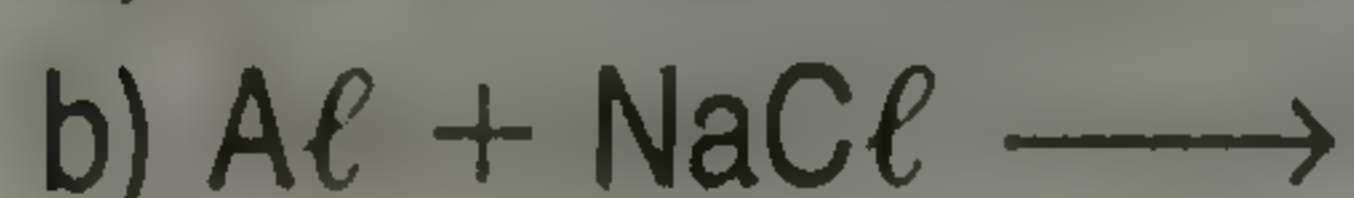
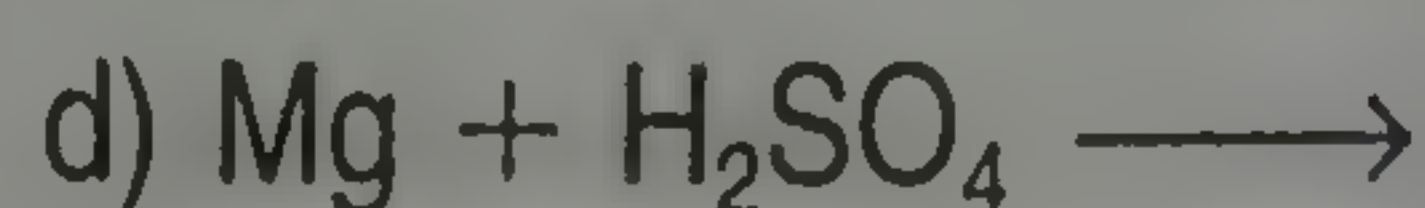
O cloro (Cl) é mais reativo que o bromo (Br).



O iodo (I) é menos reativo que o cloro.

EXERCÍCIOS

47. Complete e balanceie as reações abaixo quando possível.



48. (ITA-SP) Num recipiente contendo ácido sulfúrico diluído, são introduzidas uma lâmina de cobre e uma de zinco, mantendo-se as duas separadas.

a) O cobre dissolve-se; enquanto a solução se torna azul.

b) Tanto o cobre quanto o zinco se dissolvem.

c) O cobre deposita-se na superfície do zinco.

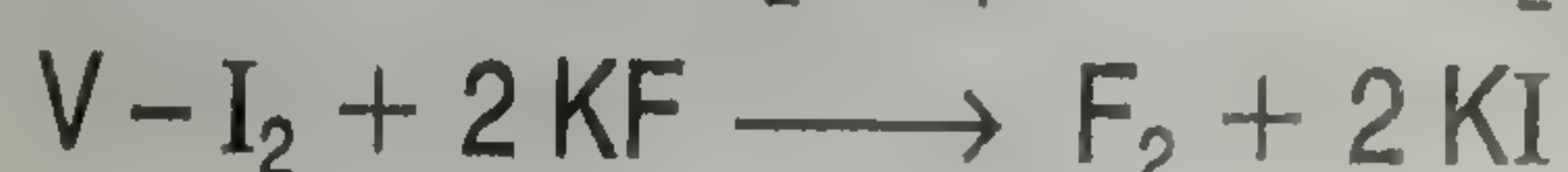
d) O zinco deposita-se na superfície do cobre.

e) Somente o zinco se dissolve.

49. (OSEC-SP) Qual das reações abaixo não ocorre?



50. (FESP-PE) Considere as equações abaixo:



Quais das equações acima não correspondem a reações experimentalmente comprovadas?

a) I e II

d) IV e V

b) I, II e V

e) I, IV e V

c) III e IV

51. (Fuvest-SP) Podendo-se dispor, como reagentes, de BaO , Ba (metal), SO_3 e de soluções aquosas de H_2SO_4 , HCl , $\text{Ba}(\text{OH})_2$ e BaCl_2 , equacione 4 reações que permitam obter sulfato de bário.

Escreva os nomes dos compostos envolvidos nos métodos de obtenção escolhidos.

52. (Vunesp-SP) Quando se coloca um pedaço de zinco metálico numa solução diluída de cloreto de cobre (II), de cor azul, observa-se que a intensidade da cor da solução vai diminuindo até se tornar incolor. Ao mesmo tempo, observa-se a deposição de cobre metálico sobre o zinco metálico. Ao término da reação, constata-se que uma parte do zinco foi consumida.

a) Explique o fenômeno observado. Escreva a equação química correspondente.

b) O que acontecerá quando um pedaço de cobre metálico for colocado em uma solução aquosa de cloreto de zinco? Justifique a resposta.



Óxido de magnésio presente no *flash* descartável depois de seu uso.

8

Funções inorgânicas: estudo de algumas substâncias

A maior parte das substâncias químicas com que temos contato no nosso cotidiano é retirada da natureza na forma bruta e processada de acordo com os interesses do homem.

O ferro metálico é encontrado na forma de minerais (hematita, pirita) que, reduzidos em siderúrgicas, se transformam em ferro metálico e aço.

Algo semelhante ocorre com outras substâncias. Sais como os nitratos — utilizados nos fertilizantes — e outros são obtidos industrialmente por meio de reações apropriadas.

Merecem destaque certas substâncias que propiciam a melhoria na qualidade de vida. Podem-se citar o cloro e o sulfato de alumínio, que participam do processo de tratamento da água, e os medicamentos, produzidos pela indústria farmacêutica.

Muitas vezes, a cada novo avanço, surge um novo problema. A poluição do ar e do solo e a contaminação dos alimentos são alguns dos exemplos dos novos desafios que se apresentam.

Cloreto de sódio (NaCl)

Há muito tempo, o homem tem-se utilizado do cloreto de sódio para várias finalidades. Graças a ele, podemos conservar alimentos, pois tem a propriedade de desidratá-los, evitando, assim, condições favoráveis ao crescimento de bactérias.

Quando misturado com gelo, forma uma mistura, cuja temperatura pode chegar até a -10°C .

Além disso, é matéria-prima em indústrias de sabões, soda cáustica (NaOH), carbonato e bicarbonato de sódio (Na_2CO_3 e NaHCO_3 , respectivamente), cloro (Cl_2), gás clorídrico (HCl) e sódio metálico (Na).

Extração do NaCl

Na natureza, o cloreto de sódio está presente em abundância, quer em jazidas de sal-gema, quer dissolvido na água do mar e em lagos, apresentando quantidades varia-

das: em alguns casos em torno de 2,8% e, em outros, esse índice pode chegar a 17,5%, como no Mar Morto.

No Brasil, é extraído principalmente do mar, nas salinas do Rio Grande do Norte e de Cabo Frio.



Salinas



Sal-gema

Carbonato de sódio (Na_2CO_3)

Conhecido também com o nome de barrilha ou soda de lavadeira. Matéria-prima industrial de grande importância para a fabricação de vidros, papel, sabão e detergente.

O carbonato de sódio pode ser usado para "amolecer" a "água dura" (rica em sais de cálcio e magnésio).

É empregado na obtenção do bicarbonato de sódio (NaHCO_3), que é utilizado no fermento de padaria (soda de padeiro), em comprimidos efervescentes e em extintores de incêndio.

Processo de obtenção industrial

Embora o Na_2CO_3 possa ser encontrado na natureza em várias regiões, como na África, no Chile e nos Estados Unidos, há necessidade de produzi-lo industrialmente devido à grande demanda.

Existem vários processos para sua obtenção. No Brasil, utiliza-se o Solvay, que envolve reações das quais participam o cloreto de sódio, o carbonato de cálcio e o gás amoníaco.

Nitrato de sódio (NaNO_3)

Também conhecido como salitre do Chile por ser encontrado em grande quantidade nesse país.

É usado como fertilizante, na conservação de carnes, nos fogos de artifício e em fábrica de explosivos (dinamite e pólvora).

É matéria-prima para obtenção de reagentes químicos como nitritos, ácido nítrico e outros nitratos.

Extração do NaNO_3

O nitrato de sódio puro é encontrado em jazidas.

Carbonato de cálcio (CaCO_3)

Pode ser encontrado no mineral calcita, no calcário e no mármore.

É encontrado em formações como estalactites e estalagmites, nas conchas e na casca de ovo.

O carbonato de cálcio é usado nas indústrias produtoras de cal viva, cal hidratada, carbonato de sódio, cimento, dentifrício, gesso ($\text{CaSO}_4 \cdot 1/2 \text{H}_2\text{O}$) e giz escolar (mistura de gesso e carbonato de cálcio).



Concha com pérola.



Vênus de Milo. Século II a.C.
Museu de Louvre, Paris.

Ácido sulfúrico (H_2SO_4)

Na Idade Média, o ácido sulfúrico era conhecido pelos alquimistas com o nome de óleo de vitriolo.

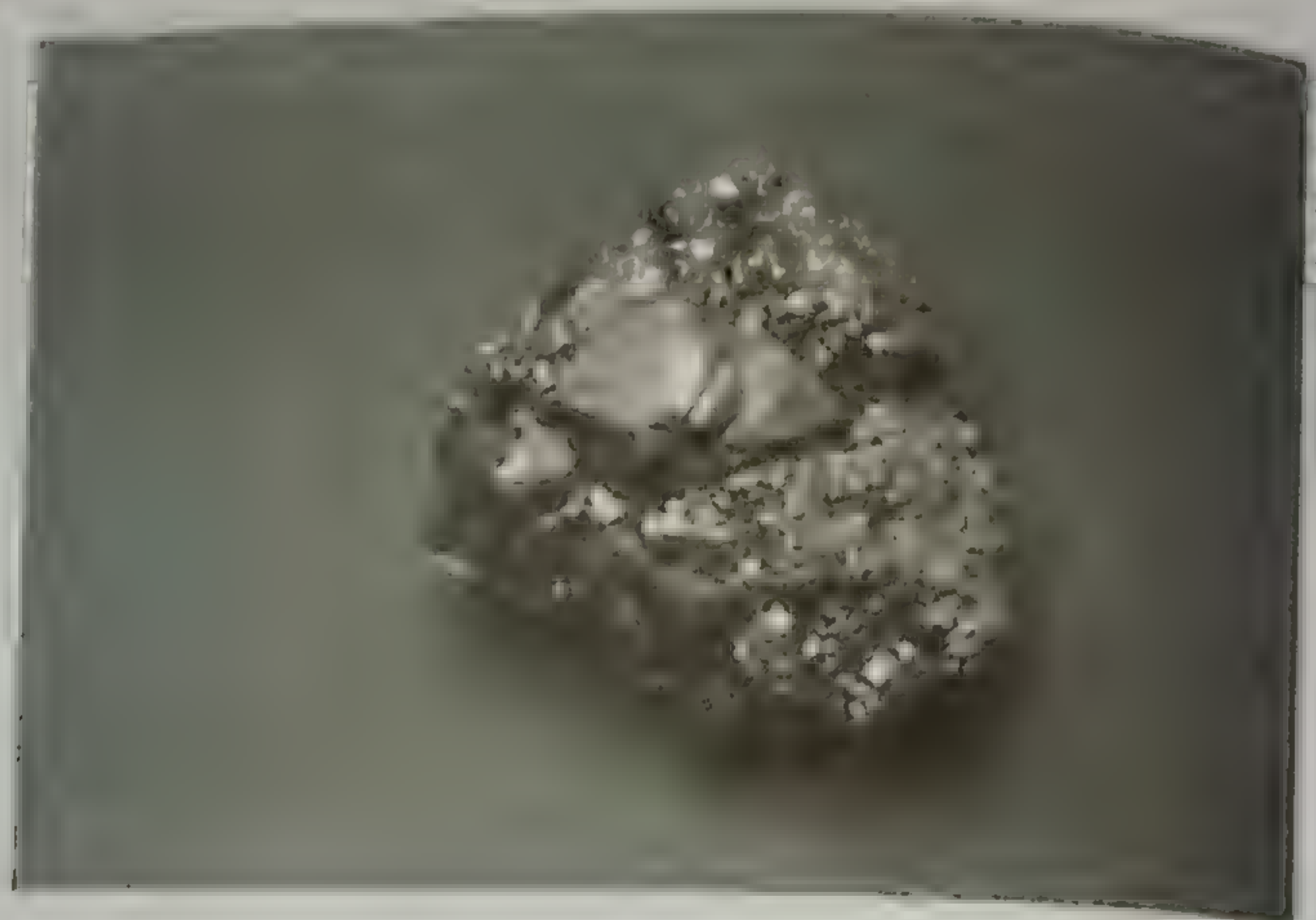
Atualmente, tem grande importância industrial porque é usado na metalurgia, na solução de bateria de automóveis, na refinaria de petróleo, na galvanoplastia e na fabricação de fertilizantes, reagentes químicos, explosivos, celuloses, corantes.

Processo de obtenção

Pode ser obtido industrialmente a partir do enxofre (S) ou da pirita (FeS_2).



Enxofre em pó.



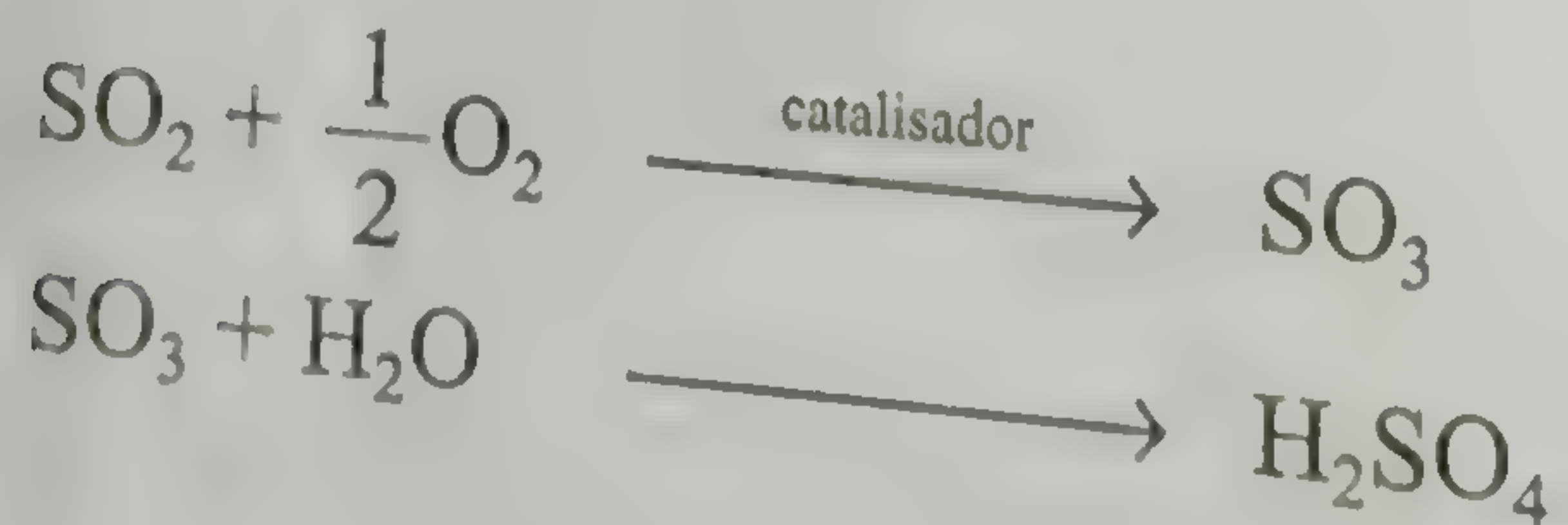
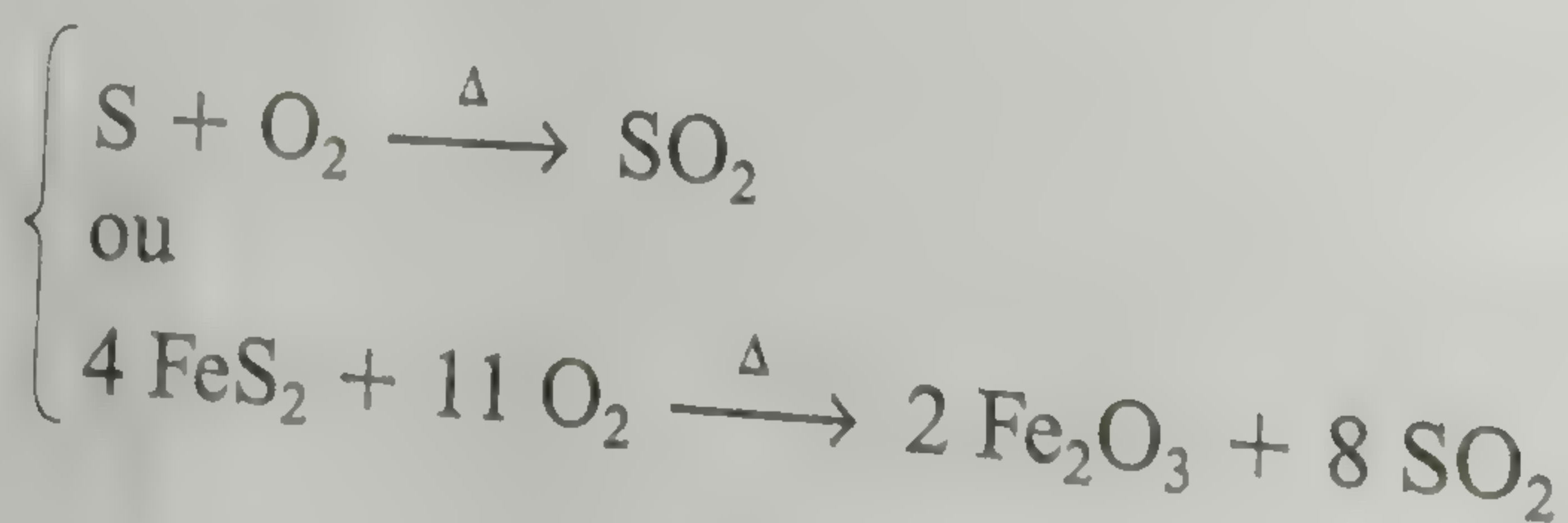
Pirita.

Basicamente, o processo consiste em queimar, em fornos especiais, o enxofre ou a pirita transformando-os em dióxido de enxofre (SO_2).

Em seguida, transforma-se o SO_2 em SO_3 com auxílio de um catalisador (substância que altera a velocidade de uma reação).

No final, ocorre uma reação entre SO_3 e H_2O produzindo o H_2SO_4 .

As principais reações são:



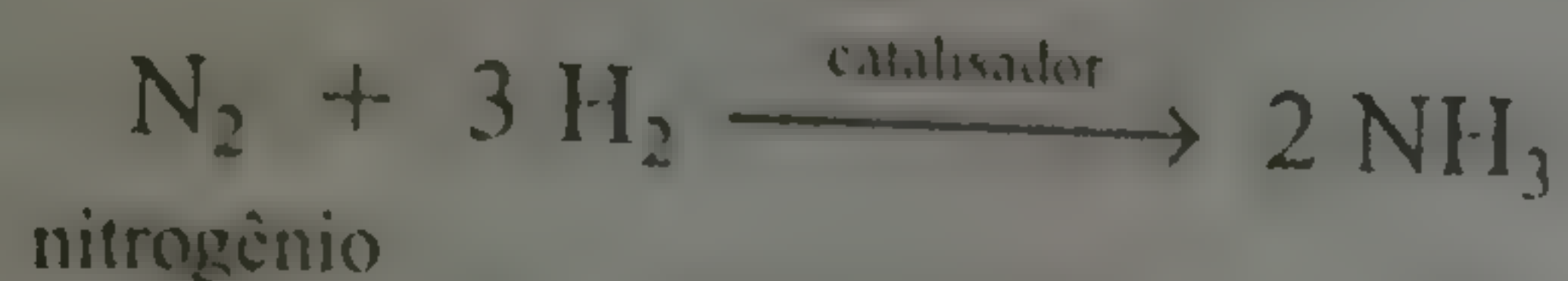
Ácido nítrico (HNO_3)

Também conhecido pelos alquimistas como "Aqua Fortis".

O ácido nítrico tem importância, como matéria-prima, em vários tipos de indústria. É usado na preparação de adubos, de corantes e na fabricação de explosivos (TNT), seda artificial, plásticos, celulose, tintas e vernizes.

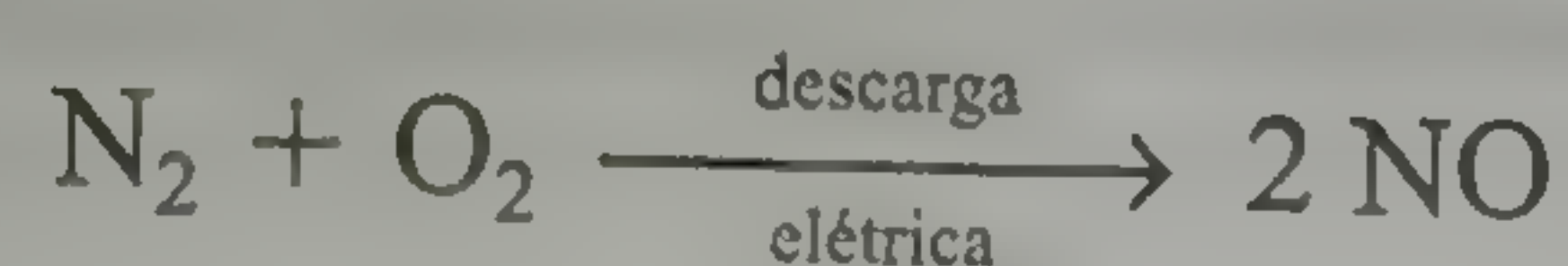
Processo de obtenção

Pode ser obtido industrialmente a partir do nitrogênio ou a partir do gás amoníaco (Processo de Ostwald).



Antigamente, o HNO_3 era obtido a partir da transformação do N_2 em NO pela ação de uma descarga elétrica.

Na natureza, esse fato pode ocorrer durante as trovoadas, formando HNO_3 na atmosfera.



O NO transforma-se espontaneamente em NO_2 , que, por sua vez, produz o HNO_3 .

Ácido clorídrico (HCl)

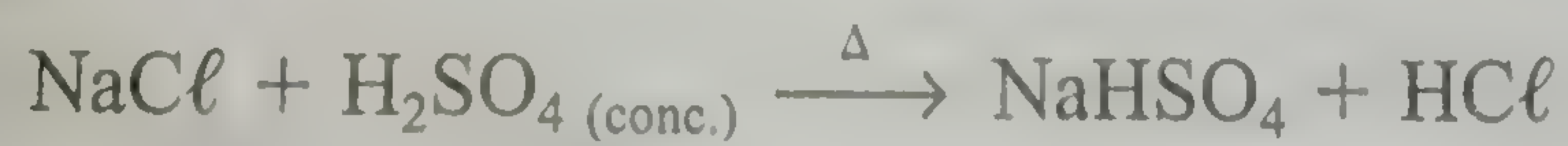
O ácido clorídrico impuro é conhecido popularmente por ácido muriático. Apresenta aplicação como produto para limpeza e é utilizado pelas indústrias têxteis, de papéis, de alimentos e em galvanoplastia.

Processo de obtenção

Pode ser obtido a partir da reação de hidrogênio e cloro. Esse processo é mais utilizado pelas indústrias.



Em laboratório, é mais usual sua obtenção a partir da reação de cloreto de sódio com ácido sulfúrico concentrado submetidos a aquecimento.



Hidróxido de sódio (NaOH)

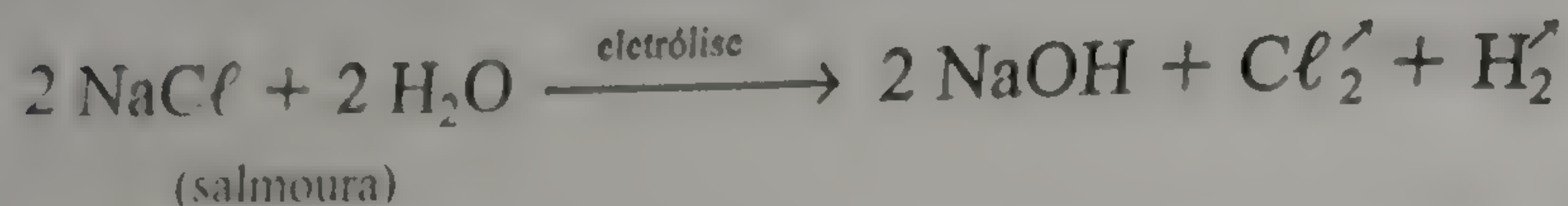
Conhecido também como soda cáustica. Pode ser preparado a partir da soda de lavadeira (Na_2CO_3).

O hidróxido de sódio é um sólido higroscópico (absorve água).

Tem grande importância industrial, sendo usado na fabricação de sabões, papel, seda artificial, glicerina, compostos do sódio; na refinação de óleos; na recuperação de borracha e na metalurgia.

Processo de obtenção

Industrialmente é obtido a partir da eletrólise do cloreto de sódio em solução aquosa.

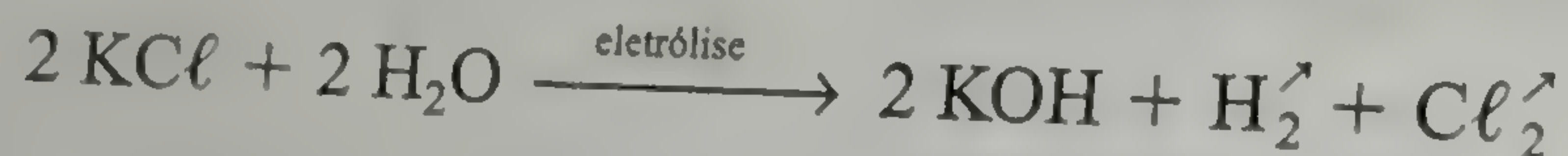


Hidróxido de potássio (KOH)

É conhecido como potassa cáustica e a solução aquosa, como lixívia potássica. É usado na fabricação de sabões líquidos, pilhas alcalinas e compostos de potássio.

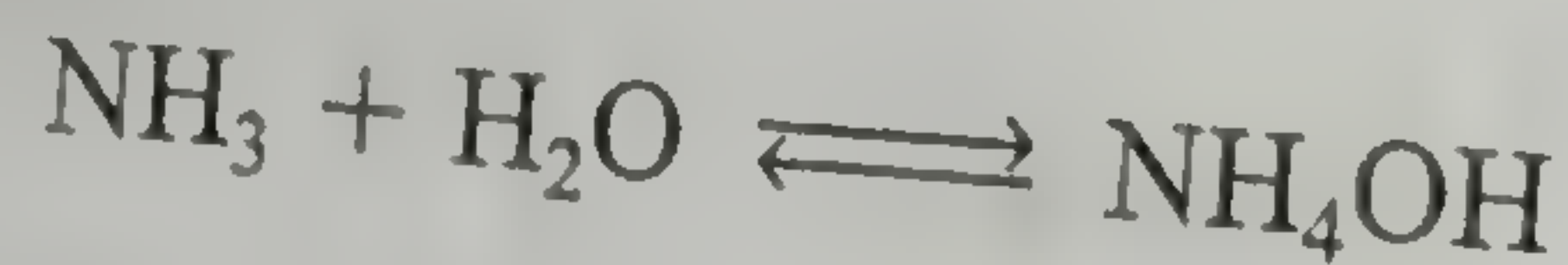
Processo de obtenção

É obtido por meio da eletrólise do cloreto de potássio em solução aquosa.



Gás amoníaco (NH₃)

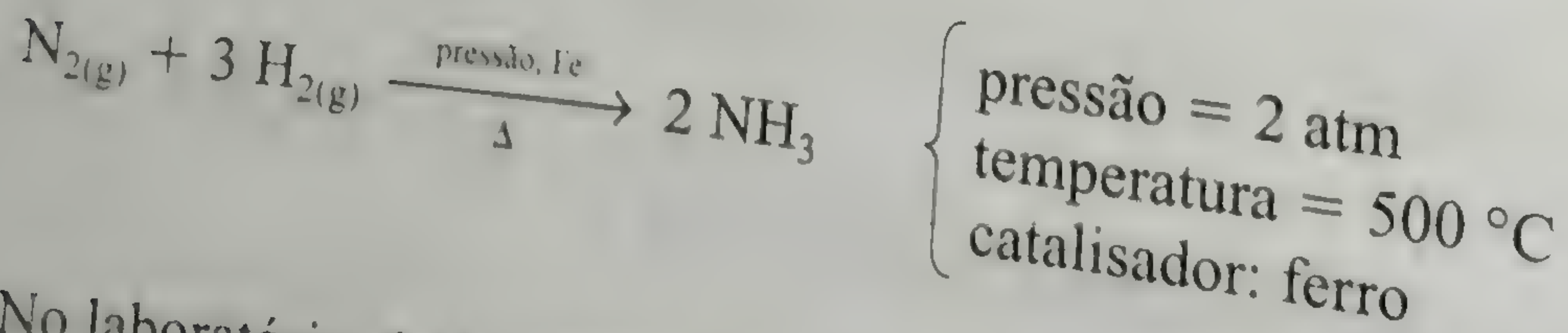
É conhecido como amônia. Quando em meio aquoso, recebe o nome de amoníaco ou hidróxido de amônio.



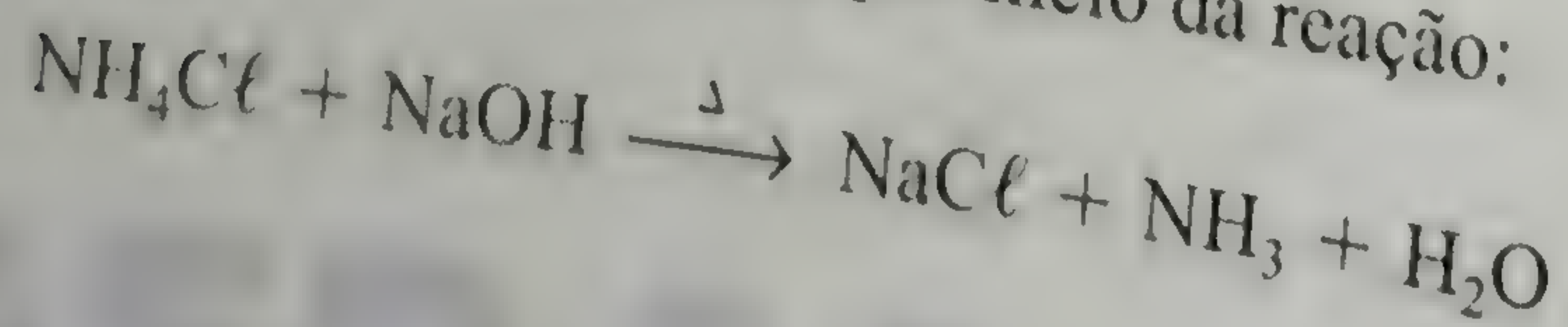
O NH₃ é utilizado como gás refrigerante em câmaras frigoríficas. Além disso, é empregado nos produtos de limpeza e na obtenção de sais de amônio, que são usados nas indústrias de fertilizantes, explosivos e tecidos.

Processo de obtenção

Pode ser obtido industrialmente a partir do nitrogênio e do hidrogênio sob condições de pressão e temperatura elevadas. Esse processo é conhecido como síntese de Haber-Bosh.



No laboratório, é obtido por meio da reação:



EXERCÍCIOS

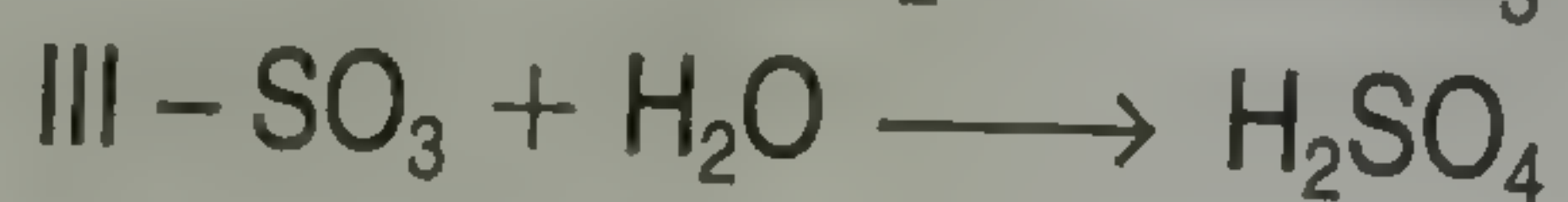
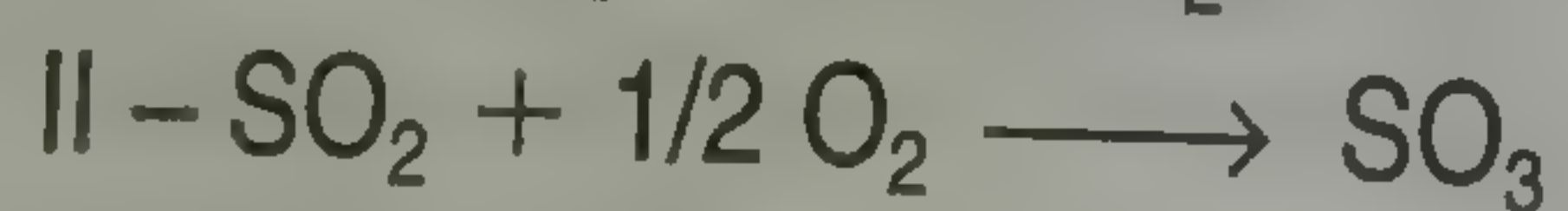
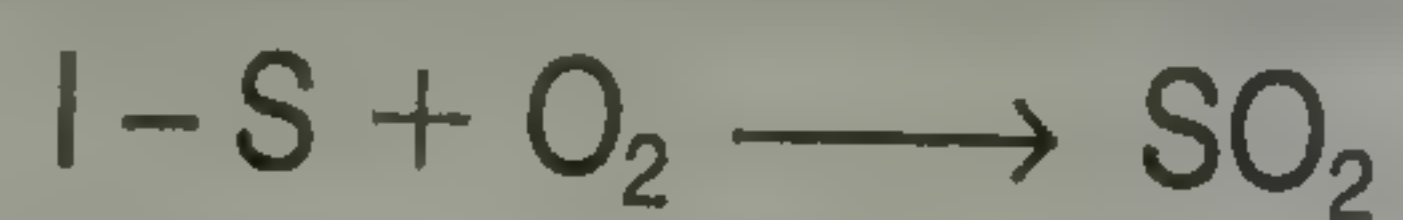
1. Salitre, sal-gema, barrilha e ar atmosférico são matérias-primas para a obtenção de alguns produtos industriais.

Cite um produto para cada matéria-prima.

2. (Unip-SP) Fazendo-se a limpeza de um piso de mármore com ácido muriático, verifica-se o desprendimento de um gás incolor. Os materiais citados são, na ordem:

- a) CaSO_4 , HNO_3 comercial, SO_2
- b) CaCO_3 , HCl comercial, CO_2
- c) CaCO_3 , H_2SO_4 comercial, CO_2
- d) CaS , HCl comercial, H_2S
- e) CaSO_3 , H_2SO_4 comercial, SO_2

3. (Unip-SP) O ácido sulfúrico pode ser obtido pela seqüência de reações:



No processo do contato, utiliza-se um catalisador sólido para acelerar a(s) etapa(s):

- a) I
- b) II
- c) III
- d) I e II
- e) I, II e III

4. (URRN) Algumas substâncias químicas são conhecidas por nomes populares. Assim temos, por exemplo, óleo de vitríolo (H_2SO_4), soda cáustica (NaOH), potassa (K_2CO_3) e barita (BaO). O óleo de vitríolo, a soda cáustica, a potassa e a barita pertencem respectivamente às funções:

- a) ácido, base, ácido e base.
- b) óxido, óxido, sal e sal.
- c) base, ácido, óxido e sal.
- d) ácido, óxido, sal e base.
- e) ácido, base, sal e óxido.

5. Cite algumas aplicações das substâncias:

- a) cloreto de sódio.
- b) nitrato de sódio.
- c) ácido nítrico.
- d) soda cáustica.
- e) amoníaco.
- f) ácido muriático.

6. O bicarbonato de sódio (NaHCO_3) é conhecido como soda de padeiro, pois é usado como fermento. Nesse processo há liberação de:

- a) NH_3
- b) NaOH
- c) SO_2
- d) CO_2
- e) CO

7. Um processo que permite obter simultaneamente H_2 e Cl_2 pode ser a eletrólise em solução aquosa de:
- a) $NaCl$ ou $NaOH$
 - b) $NaCl$ ou KCl
 - c) KCl ou KOH
 - d) HCl ou H_2SO_4
 - e) Na_2CO_3 ou NH_3
8. Quando se faz a reação entre a soda cáustica e o cloreto de amônio, pode-se obter:
- a) gás amoníaco.
 - b) gás clorídrico.
 - c) gás cloro.
 - d) gás hidrogênio.
 - e) gás nitrogênio.
9. (PUC-RS) Ao misturar-se solução de ácido sulfúrico com bicarbonato de sódio em pó, obtém-se uma substância gasosa que geralmente é empregada como:
- a) combustível.
 - b) agente de limpeza.
 - c) fertilizante.
 - d) extintor de chamas.
 - e) anestésico.
10. (ESAM-RN) Um dos métodos utilizados em laboratório para a obtenção de cloreto de hidrogênio ($HCl_{(g)}$) consiste em fazer reagir cloreto de sódio (s) com ácido:
- a) sulfídrico.
 - b) sulfuroso.
 - c) nítrico.
 - d) sulfúrico.
 - e) nitroso.
11. (Mack-SP) Acidentalmente, um caminhão, ao tombar, derramou ácido sulfúrico concentrado no chão. O melhor modo de atenuar seu efeito e tentar o mais possível eliminá-lo é o de se espalhar no local:
- a) H_2O
 - b) $CaCO_3$
 - c) óleo diesel
 - d) HNO_3
 - e) $NaCl$

12. (Fuvest-SP) **Holanda quer deixar de ser um País Baixo**

(Da agência Reuter)

"Cientistas estão pesquisando a viabilidade de se elevar o litoral holandês — que é muito baixo e há séculos vem sendo ameaçado por enchentes — através da injeção de substâncias químicas na terra.

Os pesquisadores acreditam poder elevar o litoral injetando ácido sulfúrico numa camada de rocha calcária 1,5 km abaixo da superfície. A reação química resultante produziria gipsita, que ocupa o dobro do espaço do calcário e que empurraria a superfície terrestre para cima."

(Notícia publicada na *Folha de S. Paulo*, outubro de 1992.)

Sabendo que a gipsita é $CaSO_4$ hidratado e que o calcário é $CaCO_3$, a reação citada produz também:

- a) H_2S
 - b) CO_2
 - c) CH_4
 - d) SO_3
 - e) NH_3
13. (Fuvest-SP) Cal viva é óxido de cálcio (CaO).
- a) Escreva a equação da reação da cal viva com água.
 - b) Por que, na agricultura, a cal viva é adicionada ao solo?

14. (Fuvest-SP) Para distinguir uma solução aquosa de ácido sulfúrico de outra de ácido clorídrico, basta adicionar a cada uma delas:
- um pouco de solução aquosa de hidróxido de sódio.
 - um pouco de solução aquosa de nitrato de bário.
 - raspas de magnésio.
 - uma porção de carbonato de sódio.
 - gotas de fenolftaleína.
15. (PUC-SP) Um estudante de Química realizou a seguinte seqüência de operações:
- Dissolveu óxido de sódio sólido em água, obtendo a solução A.
 - Sobre a solução A, adicionou solução de ácido sulfúrico suficiente para completar a reação, obtendo uma solução B.
 - À solução B, adicionou solução de cloreto de bário, obtendo um precipitado branco. O sistema final foi filtrado.
 - O líquido resultante da filtração foi evaporado até sobrar um resíduo branco.
- Pergunta-se:
- Quais as equações das reações ocorridas nas operações I, II e III?
 - Qual o resíduo sólido final obtido na evaporação?
16. (Unicamp-SP) Você tem diante de si um frasco com um pó branco que pode ser um dos seguintes sais: cloreto de sódio (NaCl), carbonato de sódio (Na_2CO_3) ou carbonato de cálcio (CaCO_3). Num livro de Química você encontrou as seguintes informações:
- "Todos os carbonatos em presença de ácido clorídrico produzem efervescência".
 - "Todos os carbonatos são insolúveis, com exceção dos carbonatos de metais alcalinos (Li, Na, K, Rb, Cs) e de amônio (NH_4^+)".
 - "Todos os cloretos são solúveis, com exceção dos cloretos de chumbo, prata e mercúrio".
- Dispondo apenas de recipientes de vidro, água e ácido clorídrico, como você faria para identificar o sal?
17. (UFP-RS) O Uruguai divulgou, através da imprensa, no último ano, que teria havido a ocorrência de chuva ácida naquele país, causando danos às plantas e pelos dos animais. A acidez da chuva seria ocasionada pelo SO_2 liberado para a atmosfera pela usina de Candiota, o qual sofreria oxidação pelo ar, formando SO_3 , que, por sua vez, em contato com a umidade atmosférica, precipitaria na forma de solução de H_2SO_4 . O fato citado não foi comprovado cientificamente, e é pouco provável que ocorra, uma vez que o carvão de Candiota possui baixo teor de enxofre, e os ventos predominantes, segundo dados meteorológicos, não sopram na direção daquele país.
- Que funções inorgânicas estão representadas pelos compostos SO_2 , SO_3 e H_2SO_4 , respectivamente?
 - Qual o elemento químico predominante na composição do carvão mineral?
 - Escreva a reação que representa a formação do ácido sulfúrico na atmosfera.



As emissões de raios cósmicos são um conjunto formado por partículas de grande energia, de origem extraterrestre



Radioativi- dade: natural e artificial

Embora a radioatividade seja encarada com temeridade, devemos tomar consciência de que vivemos constantemente sendo expostos a ela. Os raios cósmicos que bombardeiam nosso planeta nada mais são que emissões radioativas.

A grande fábrica de partículas radioativas mais próxima de nós é o Sol, que constantemente, há milhões de anos, vem emitindo radiações para todo o Universo.

Apesar de convivermos com ela, a energia nuclear é associada, geralmente, à destruição devido aos efeitos nocivos provocados pelo seu uso indiscriminado.

Contudo, ela pode ser benéfica se empregada de maneira adequada:

- em países com deficiência de hidroelétricas ou sem reservas de combustíveis naturais;
- na medicina, no diagnóstico e tratamento de diversos tipos de câncer;
- na agricultura, na conservação de grãos para o plantio, e até na alimentação, num processo de conservação desenvolvido nos programas espaciais.

Primeiras descobertas

Henri Becquerel, em 1896, descobriu a radioatividade ao estudar o efeito da luz solar sobre um sal de urânio. Guardou em uma gaveta, por vários dias, filmes fotográficos com uma amostra desse sal e, ao observá-los posteriormente, surpreendeu-se ao verificar que haviam sido impressionados. Concluiu, então, que isso se devia a uma radiação invisível proveniente do urânio, mais tarde chamada de *radioatividade*.

No desenvolvimento do estudo das emissões radioativas destacam-se os trabalhos do casal Pierre e Marie Curie, que descobriu novos elementos: o polônio e o rádio, em 1898, e os estudos feitos por Rutherford, que o levaram a identificar dois tipos de radiação constituídos de partículas materiais: alfa (α) e beta (β). Posteriormente, descobriu-se um novo tipo de radiação formada por ondas eletromagnéticas: as radiações gama (γ).



Símbolo da radioatividade.

Leis das desintegrações radioativas

Um núcleo instável emite partículas α , que são positivas, β , que são negativas e que são acompanhadas de radiação γ , que não possui carga, transformando-se no núcleo de outro elemento químico.

As partículas α são mais lentas, 20 000 km/s, pois apresentam maior massa, 2 prótons e 2 nêutrons, e não conseguem atravessar uma folha de papel.

As partículas β apresentam velocidade próxima à da luz, 290 000 km/s, massa igual a de um elétron e seu poder de penetração é cinquenta vezes maior que o da partícula α , mas não atravessa uma lâmina de alumínio de 5 mm de espessura ou uma lâmina de chumbo de 1 mm de espessura.

As radiações γ não apresentam massa nem carga, são ondas eletromagnéticas, sua velocidade é igual à da luz, 300 000 km/s, e seu poder de penetração é bem aumentado, conseguindo atravessar uma parede de aço de 30 cm de espessura.

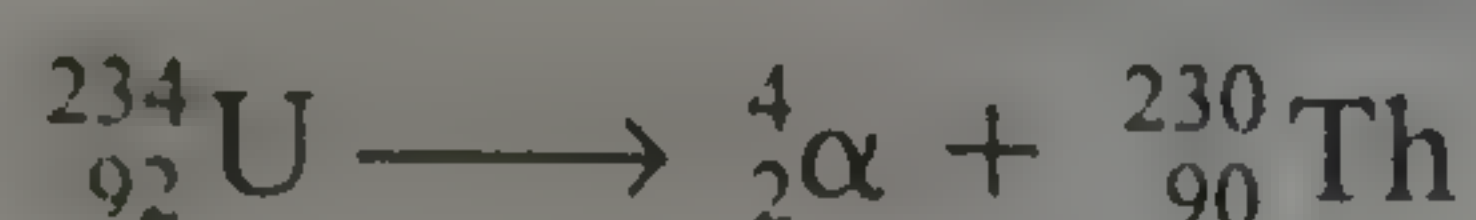
Lei de Soddy

"Quando um radioisótopo emite uma partícula α , há uma diminuição de duas unidades no seu número atômico e de quatro unidades no seu número de massa."

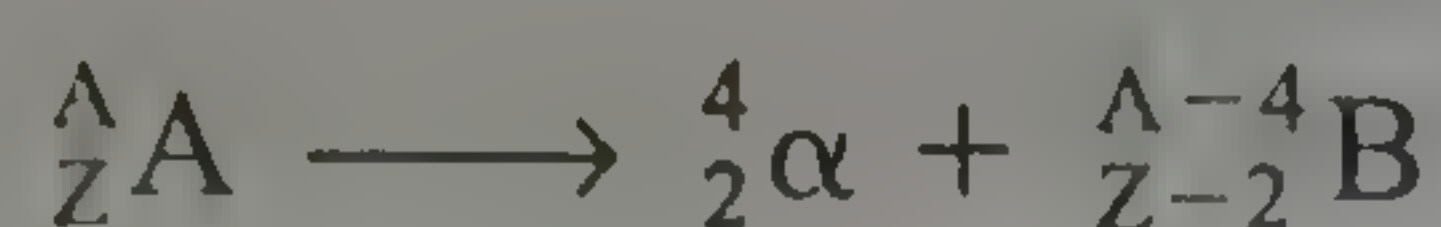
QUÍMICA GERAL

Pode-se representar essa emissão por meio de uma equação radioativa.

Exemplo:



ou genericamente:



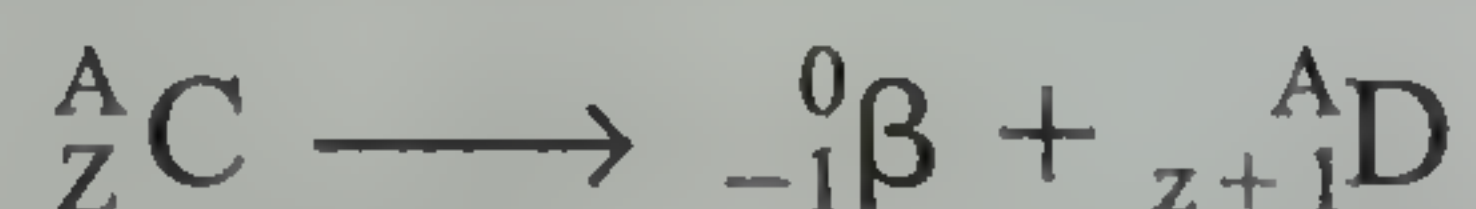
Lei de Soddy — Fajans — Russel

“Quando um radioisótopo emite uma partícula β , há aumento de uma unidade no número atômico e conservação do número de massa.”

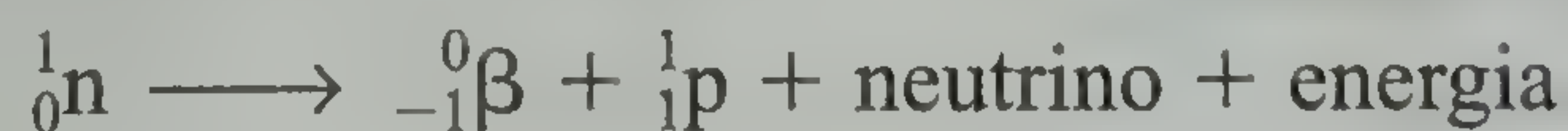
Exemplo:



ou genericamente:



Admite-se que a partícula β seja um elétron muito energético proveniente da desintegração de um nêutron.

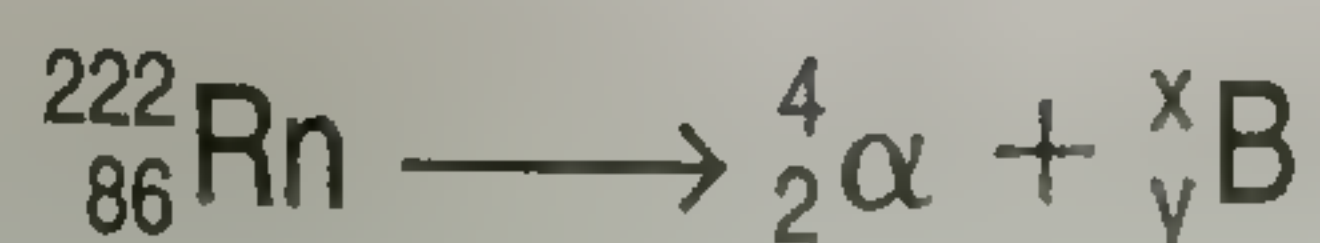


EXERCÍCIOS RESOLVIDOS

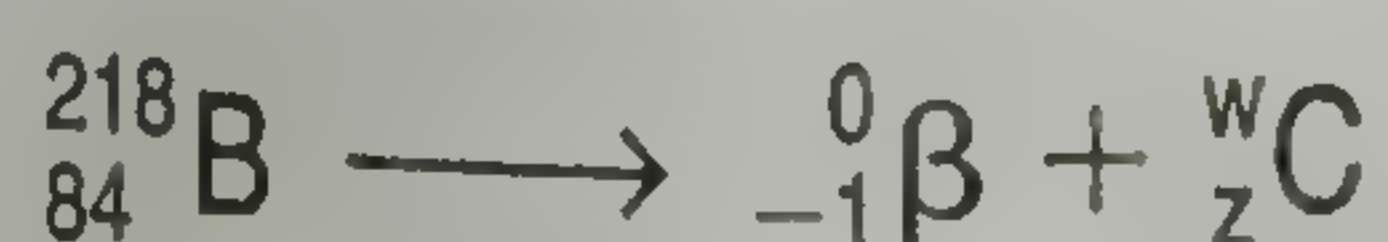
135

1. O ${}_{86}^{222}\text{Rn}$ emite uma partícula α originando o elemento B, que por sua vez emite uma partícula β originando o elemento C. Determinar os números atômico e de massa dos elementos B e C.

Resolução

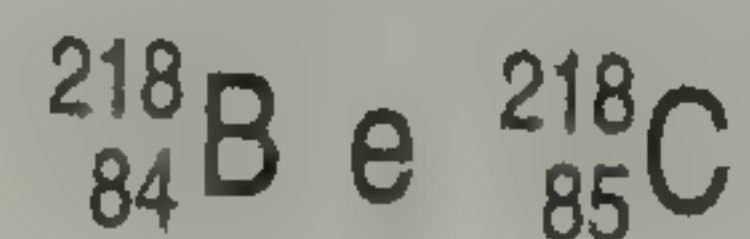


$$\begin{cases} 222 = 4 + x \Rightarrow x = 218 \\ 86 = 2 + y \Rightarrow y = 84 \end{cases}$$



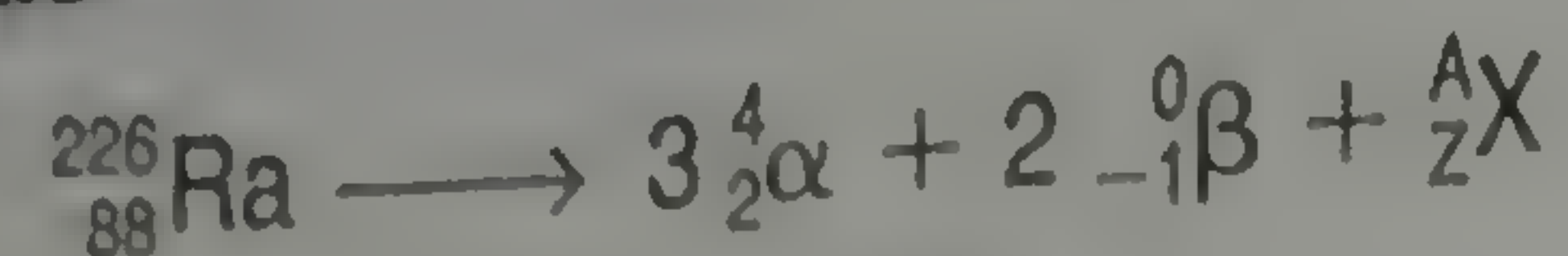
$$\begin{cases} 218 = 0 + w \Rightarrow w = 218 \\ 84 = -1 + z \Rightarrow z = 85 \end{cases}$$

Resposta



2. O isótopo $^{226}_{88}\text{Ra}$ emite sucessivamente 3 partículas α e 2 partículas β , transmutando-se no elemento X. Determinar o número de massa, o número atômico e identificar o elemento obtido com auxílio da tabela periódica.

Resolução



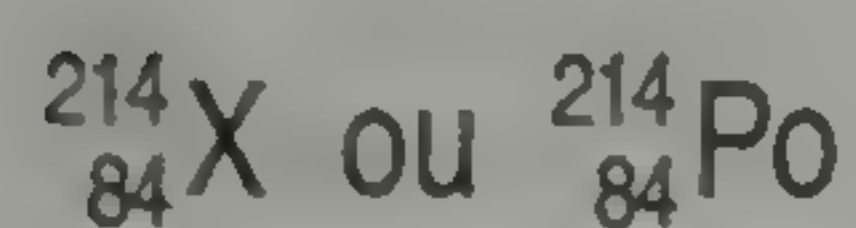
Cálculo do número de massa

$$\begin{aligned} 226 &= 3 \cdot 4 + 2 \cdot 0 + A \\ 226 &= 12 + A \\ A &= 214 \end{aligned}$$

Cálculo do número atômico

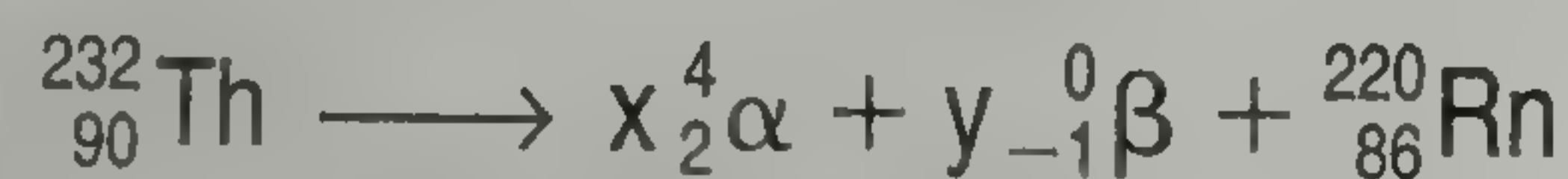
$$\begin{aligned} 88 &= 3 \cdot 2 + 2(-1) + Z \\ 88 &= 6 - 2 + Z \\ Z &= 84 \end{aligned}$$

Resposta



3. O isótopo $^{232}_{90}\text{Th}$, após várias emissões sucessivas, transformou-se em $^{220}_{86}\text{Rn}$. Calcular quantas partículas α e quantas β foram emitidas nessa transmutação.

Resolução



Cálculo do número de partículas α

$$\begin{aligned} 232 &= 4x + y(0) + 220 \\ 232 &= 4x + 220 \\ x &= 3 \end{aligned}$$

Cálculo do número de partículas β

$$\begin{aligned} 90 &= 3(2) + y(-1) + 86 \\ 90 &= 6 - y + 86 \\ 90 - 92 &= -y \\ y &= 2 \end{aligned}$$

Resposta

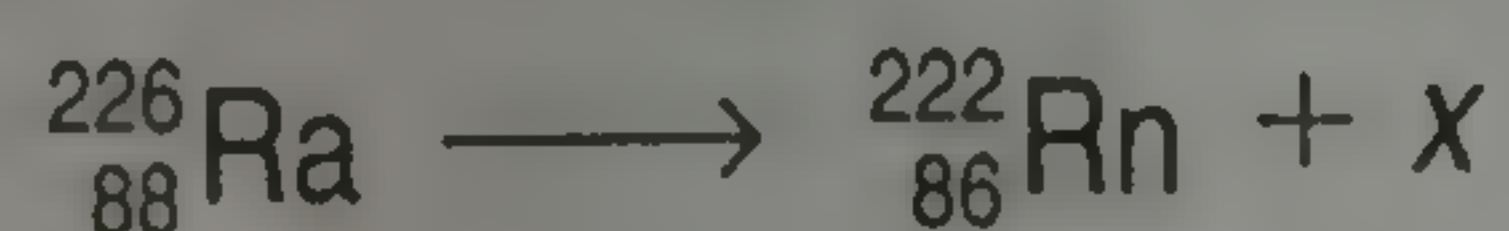
Foram emitidas 3 partículas α e 2 partículas β .

EXERCÍCIOS

1. Complete as equações radioquímicas caracterizando o elemento formado.



2. (Vunesp-SP) Em 1902, Rutherford e Soddy descobriram a ocorrência da transmutação radioativa investigando o processo espontâneo:



A partícula x corresponde a um:

- a) núcleo de hélio.
- b) átomo de hidrogênio.
- c) próton.
- d) nêutron.
- e) elétron.

3. Um elemento A, de número atômico 87 e número de massa 190, emite uma partícula α , transformando-se em B. O átomo formado emite uma partícula β transformando-se em C. Este, por sua vez, emite uma partícula α produzindo D, que emite uma partícula β transformando-se em E. Determine os números atômico e de massa de E.

4. Calcule o número de partículas α e β emitidas pelo ${}^{238}_{92}\text{U}$ para se transmutar em ${}^{226}_{86}\text{Rn}$.

5. (UFRGS) O ${}_{90}\text{Th}^{234}$ é radioativo e emite uma partícula β transformando-se no elemento X. O elemento X em relação ao tório é:

- a) isótopo.
- b) isóbaro.
- c) isótono.
- d) isômero.
- e) alótropo.

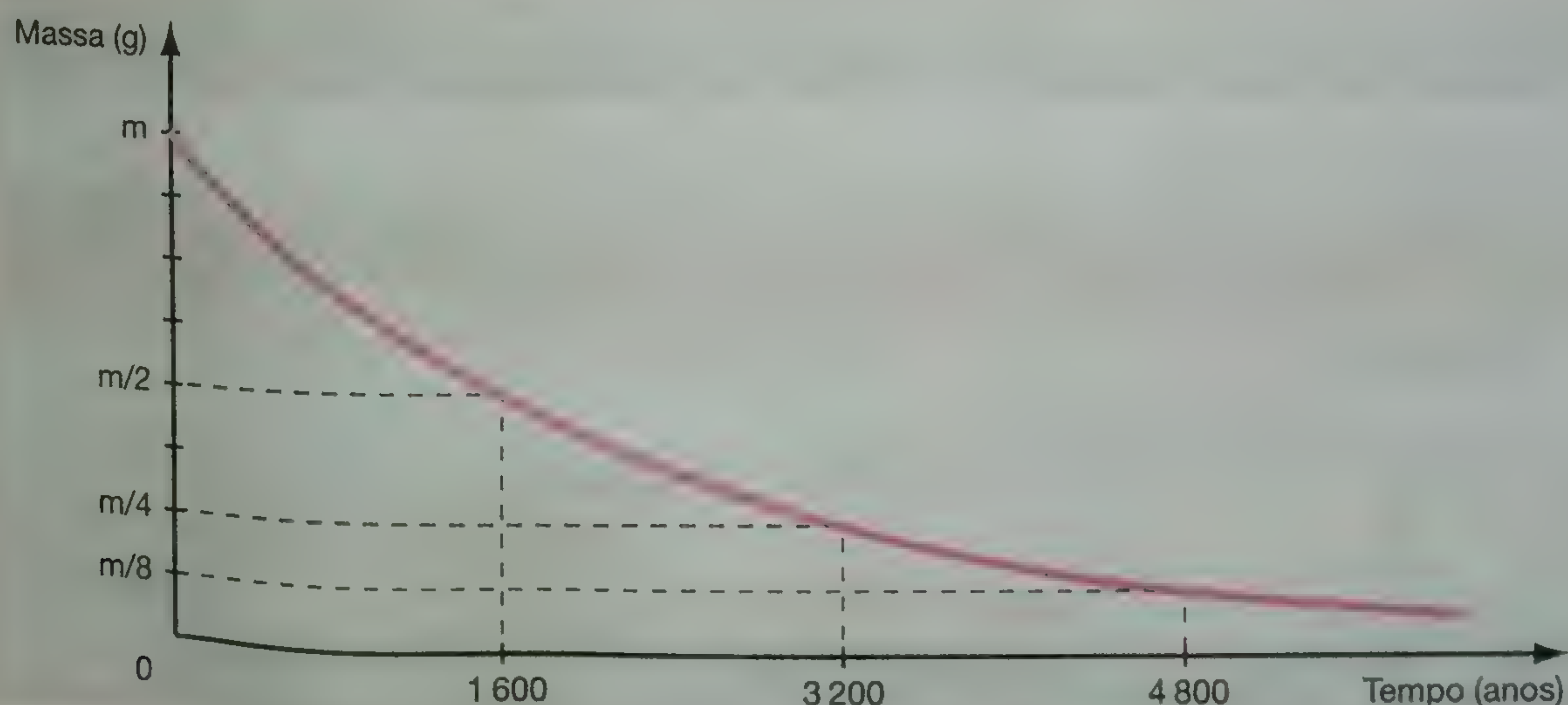
Meia-vida ou período de semidesintegração

A maior ou menor intensidade das emissões radioativas pode ser avaliada pelo valor do período de meia-vida, que indica o tempo necessário para que metade dos átomos de um radioisótopo se desintegre. O período de semidesintegração independe da quantidade, da temperatura e da pressão do material.

Exemplo:

A meia-vida do ${}^{226}\text{Ra}$ é de 1 600 anos, isto é, são necessários 1 600 anos para que metade dos átomos desse isótopo desintegre-se em ${}^{222}\text{Rn}$.

O gráfico a seguir representa a curva de desintegração ou curva de decaimento do ${}^{226}_{88}\text{Ra}$:



A relação entre o número de átomos inicial e final de um radioisótopo é dada pela expressão:

$$n = \frac{n_0}{2^x}$$

em que $\begin{cases} n = \text{número de átomos que restou} \\ n_0 = \text{número de átomos iniciais} \\ x = \text{número de períodos de semidesintegração} \end{cases}$

Expressões semelhantes podem ser usadas para calcular massa e velocidade de desintegração.

$$m = \frac{m_0}{2^x}$$

$$v = \frac{v_0}{2^x}$$

O tempo de desintegração de uma amostra radioativa pode ser calculado pela equação:

$$t = P \cdot x$$

em que $\begin{cases} t = \text{tempo de desintegração} \\ P = \text{tempo de semidesintegração ou meia-vida} \\ x = \text{número de períodos de semidesintegração} \end{cases}$

Vida-média

É a média aritmética dos tempos de vida de todos os átomos de um isótopo radioativo. Pode ser calculada por:

$$V_m \cong \frac{P}{0,7}$$

130

EXERCÍCIOS RESOLVIDOS

1. Tem-se uma amostra radioativa de 24 g de $^{234}_{90}\text{Th}$ cujo período de semidesintegração é de 24,5 dias. Calcular o tempo necessário para a amostra apresentar 6 g de tório.

Resolução

Cálculo do número de períodos (x)

$$m = \frac{m_0}{2^x}$$

$$2^x = \frac{24}{6} \Rightarrow 2^x = 4 \Rightarrow 2^x = 2^2 \Rightarrow x = 2$$

Cálculo do tempo

$$t = P \cdot x$$

$$t = 24,5 \cdot 2 = 49 \Rightarrow t = 49$$

Resposta

O tempo necessário é de 49 dias.

2. Decorridas 21 horas, uma amostra radioativa teve sua massa reduzida a 12,5% da inicial. Calcule o tempo necessário para que uma amostra de 120 g se reduza a 7,5 g.

Resolução

Cálculo do número de períodos na 1ª amostra

Considerando-se a massa inicial como 100% ou 100 g, temos:

$$m = \frac{m_0}{2^x}$$

$$2^x = \frac{m_0}{m} = \frac{100}{12,5} = 8 \quad 2^x = 8 \quad 2^x = 2^3 \quad x = 3$$

Cálculo da meia-vida

$$t = P \cdot x$$

$$P = \frac{t}{x} \quad P = \frac{21}{3} = 7 \quad P = 7 \text{ h}$$

Cálculo do número de meia-vida da 2ª amostra

$$m = \frac{m_0}{2^x}$$

$$2^x = \frac{m_0}{m} = \frac{120}{7,5} = 16 \quad 2^x = 16 \quad 2^x = 2^4 \quad x = 4$$

Cálculo do tempo de desintegração da 2ª amostra

$$t = P \cdot x$$

$$t = 7 \cdot 4 = 28$$

$$t = 28 \text{ h}$$

Resposta

O tempo necessário é de 28 horas.

139

EXERCÍCIOS

6. (UFU-MG) Preparam-se 8 mg do radioisótopo ${}_{84}\text{Po}^{218}$ cuja meia-vida é de 3,1 minutos. Restará apenas 1 mg desse nuclídeo após:

a) 3,1 minutos.

b) 6,2 minutos.

c) 9,3 minutos.

d) 12,4 minutos.

e) 24,8 minutos.

7. (Fatec-SP) Um elemento radioativo perde 87,5% de sua atividade depois de 72 dias. A meia-vida desse elemento é de:
- a) 24 dias. d) 60 dias.
b) 36 dias. e) 72 dias.
c) 48 dias.
8. (Fuvest-SP) O radioisótopo $^{131}_{53}\text{I}$ emite radiação β^- e perde 75% de sua atividade em 16 dias.
- a) Qual o tempo de meia-vida do $^{131}_{53}\text{I}$?
b) Qual o elemento formado nessa transformação?
9. (Cesgranrio-RJ) Um elemento radioativo tem um isótopo cuja meia-vida é de 250 anos. Que porcentagem de amostra inicial existirá depois de 1 000 anos?
- a) 25% d) 6,25%
b) 12,5% e) 4%
c) 1,25%

Famílias radioativas

Átomos estáveis têm uma relação entre o número de nêutrons e o número atômico que é diretamente proporcional ao número de prótons.

Uma sequência de transmutações naturais envolve emissões sucessivas de radiações α , β e γ e constitui uma série ou família radioquímica. O primeiro elemento de cada série é denominado *elemento-pai*, e o último é um *isótopo* estável de chumbo.

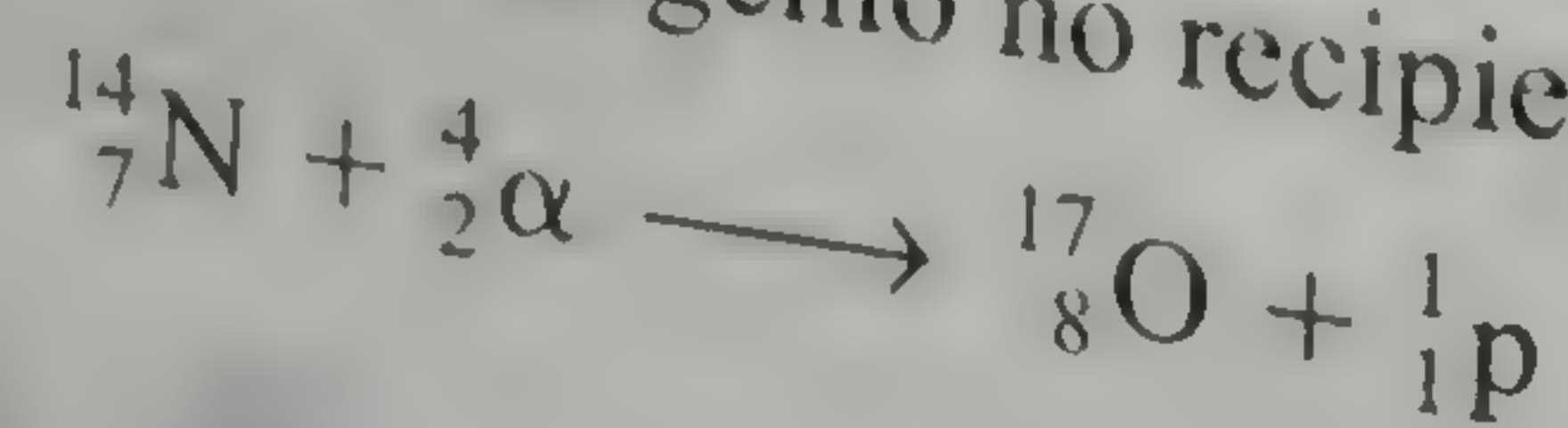
Conhecem-se três famílias radioquímicas naturais:

FAMÍLIA	ELEMENTO-PAI	ISÓTOPO FINAL
Tório	$^{232}_{90}\text{Th}$	$^{208}_{82}\text{Pb}$
Actínio	$^{235}_{92}\text{U}$	$^{207}_{82}\text{Pb}$
Urânio	$^{238}_{92}\text{U}$	$^{206}_{82}\text{Pb}$

Radioatividade artificial

A radioatividade artificial ocorre quando alguns átomos estáveis, ao serem bombardeados por radiações ou por partículas subatômicas, transformam-se em átomos de outro elemento.

A transmutação artificial foi obtida pela primeira vez por Rutherford. Ele encerrou uma amostra de polônio α emissor num recipiente contendo nitrogênio. Depois de certo tempo, observou a presença de oxigênio no recipiente.



O bombardeamento do núcleo de átomos de elementos conhecidos permitiu obter vários elementos artificiais, a maior parte com número atômico superior a 92. São os elementos transurânicos.

Exemplos:

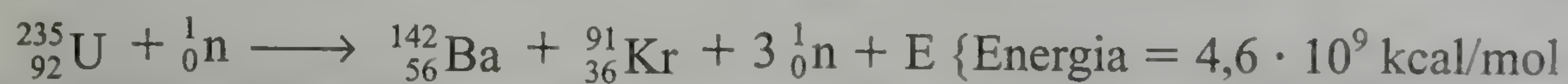


Fissão nuclear e fusão nuclear

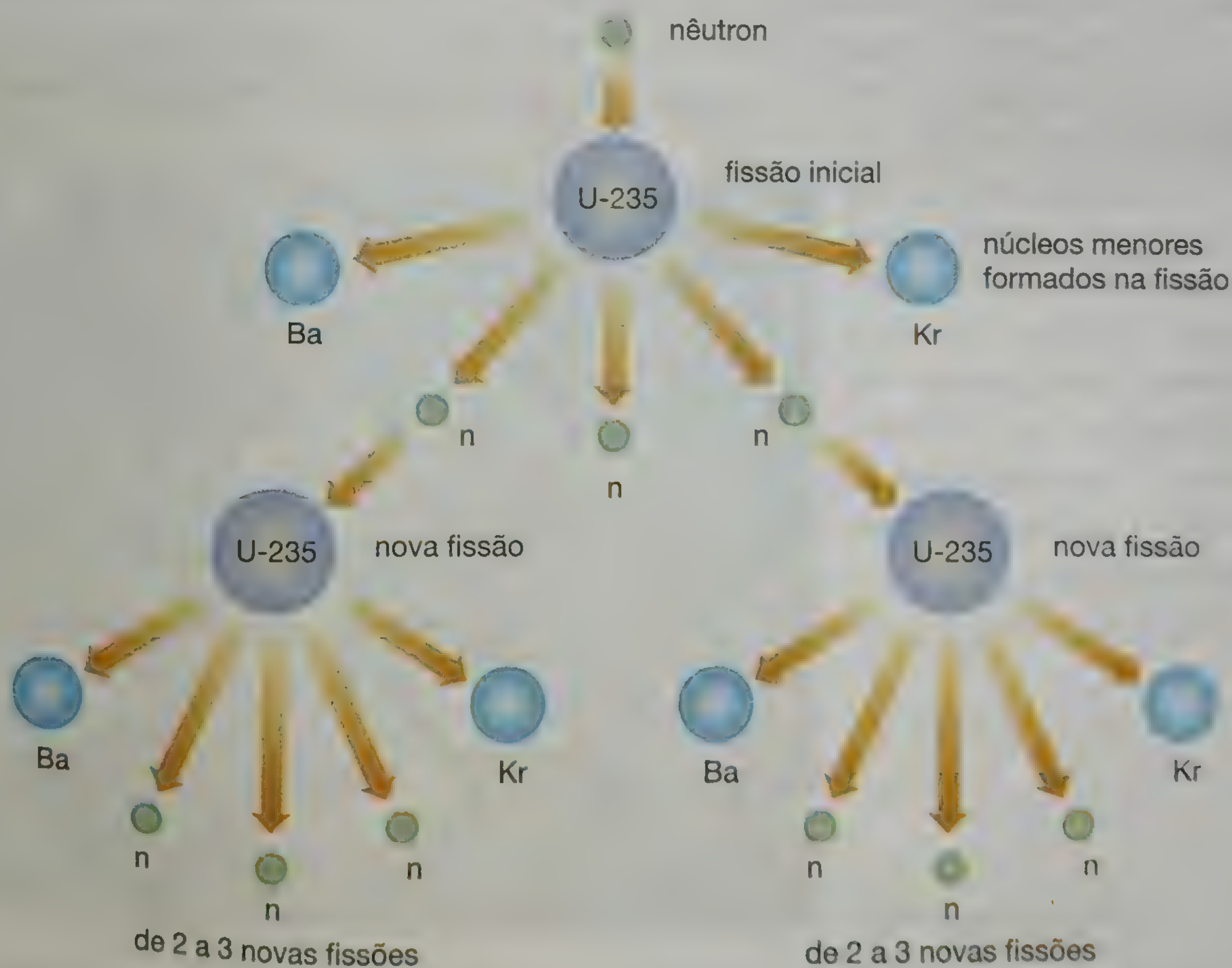
Fissão nuclear

Fissão nuclear é a quebra do núcleo de um átomo formando no mínimo dois novos átomos de massa inferior com uma intensa liberação de energia.

A primeira fissão nuclear foi obtida por Fermi, em 1934, que bombardeou núcleos de urânio 235 com nêutrons e obteve 2 elementos com núcleos menores.



Os nêutrons emitidos atingem outros núcleos de urânio provocando novas fissões e produzindo uma reação em cadeia:

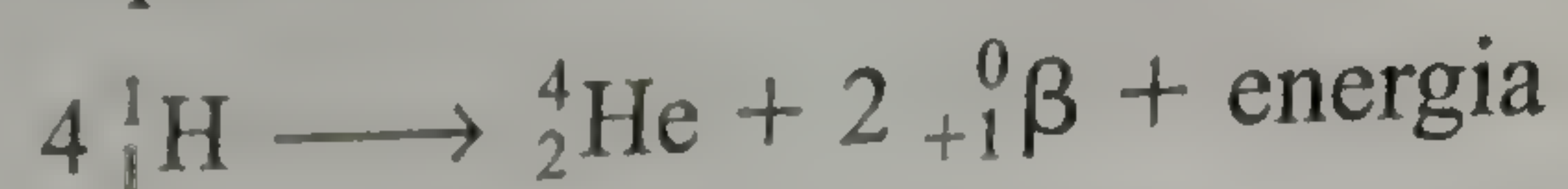


A fissão nuclear envolve uma elevada quantidade de energia e é um processo que ocorre de maneira incontrolável nas bombas atômicas.

Nas usinas nucleares, a fissão é realizada de forma controlada com aproveitamento da energia liberada.

Fusão nuclear

Na fusão nuclear, há união de dois núcleos pequenos com formação de um núcleo maior com grande desprendimento de energia.



A partícula ${}^0_{+1}\beta$ é o pósitron, que apresenta massa igual à do elétron, porém com carga positiva.

A fusão libera grande quantidade de energia, mas necessita de temperaturas elevadíssimas para se iniciar.

Nas bombas de hidrogênio ocorre a fusão nuclear, em que a energia inicial necessária para a detonação é obtida por meio da explosão de uma bomba atômica interna, que funciona como gatilho.

A energia solar provém principalmente das reações de fusão de núcleos de hidrogênio.

Efeitos e aplicações

Por intermédio da radioatividade, foi possível descobrir elementos químicos de número atômico superior a 92.

As radiações provocam fluorescência em certas substâncias, como é o caso do sulfeto de zinco e do fluorplatino de bário.

Os efeitos fisiológicos podem ser queimaduras, destruição de células ou mesmo a morte. Eles variam conforme o tipo e a natureza da radiação e o tempo de exposição a que um corpo é submetido.

A radioatividade pode ser detectada, dentre outros equipamentos, pelo contador Geiger—Müller e pelo dosímetro, que, por meio do escurecimento de um filme, indica a quantidade de radiação a que um indivíduo ficou exposto.



Contador Geiger—Müller.

Os radioisótopos têm larga aplicação nos vários campos da atividade humana:

- Na medicina, são usados, por exemplo, os isótopos de rádio e de cobalto no tratamento de câncer. O diagnóstico de várias doenças da tireóide é feito pelo isótopo ${}^{131}\text{I}$; para o tratamento de doenças ósseas é usado o ${}^{32}\text{P}$; os tumores cerebrais são tratados com ${}^{197}\text{Hg}$.

- Alguns mecanismos de reações químicas podem ser descobertos com auxílio de átomos marcados (isótopos radioativos).
- Na agricultura, são empregados na conservação de sementes para evitar germinação precoce, na verificação de absorção de conservantes e na conservação de grãos, de batatas e de alho, entre outros.
- Na Arqueologia, são aplicados para determinar a idade de fósseis.
- Na indústria, servem para verificar o desgaste de peças, a localização de rachaduras e vazamentos em tubulações e a esterilização bacteriológica de produtos farmacêuticos e alimentares.



Bomba de cobalto.

Sergio Dotta Jr./The Next

EXERCÍCIOS

10. (EEM-SP) A seguinte equação representa um possível processo de fissão nuclear:



a) Complete-a.

b) Justifique o motivo pelo qual ela pode originar uma reação em cadeia.

11. (PUCCAMP-SP) O radioisótopo ${}_{53}^{131}\text{I}$, usado no tratamento da tireóide, tem período de semi-desintegração (meia-vida) de 8 dias. Certa massa do material estará reduzida a 12,5% da inicial após:

a) 24 dias.

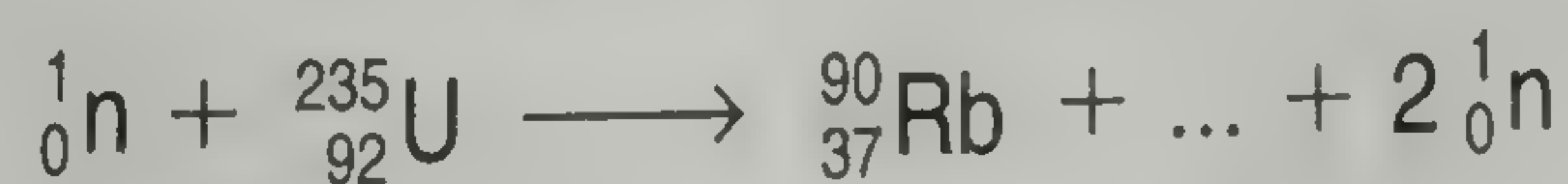
c) 12 dias.

e) 20 dias.

b) 8 dias.

d) 16 dias.

12. (PUC-RJ) Na reação de fissão do ${}_{92}^{235}\text{U}$:



o produto que está faltando é o:

a) ${}_{58}^{144}\text{Ce}$

c) ${}_{62}^{160}\text{Sm}$

e) ${}_{55}^{144}\text{Cs}$

b) ${}_{57}^{146}\text{La}$

d) ${}_{63}^{157}\text{Eu}$

QUÍMICA GERAL

As balanças contribuíram para relacionar, de maneira mais precisa, as massas de reagentes e os produtos de uma reação

10

**Átomos e
moléculas:
massas e
números de
partículas**

Desde a Antiguidade, o homem exerce atividades econômicas. Com o desenvolvimento do comércio, passa a valorizar a precisão das medidas adotadas no ato da negociação. Cria, então, um sistema de unidades de medida apropriado para cada tipo de material.

É conveniente muitas vezes recorrer a medidas relativas, que são obtidas por meio de comparação com um padrão.

Algumas instituições, como a IUPAC e a ABNT, procuram padronizar a linguagem científica e as unidades de medida de modo universal.

IUPAC – International Union of Pure and Applied Chemistry.

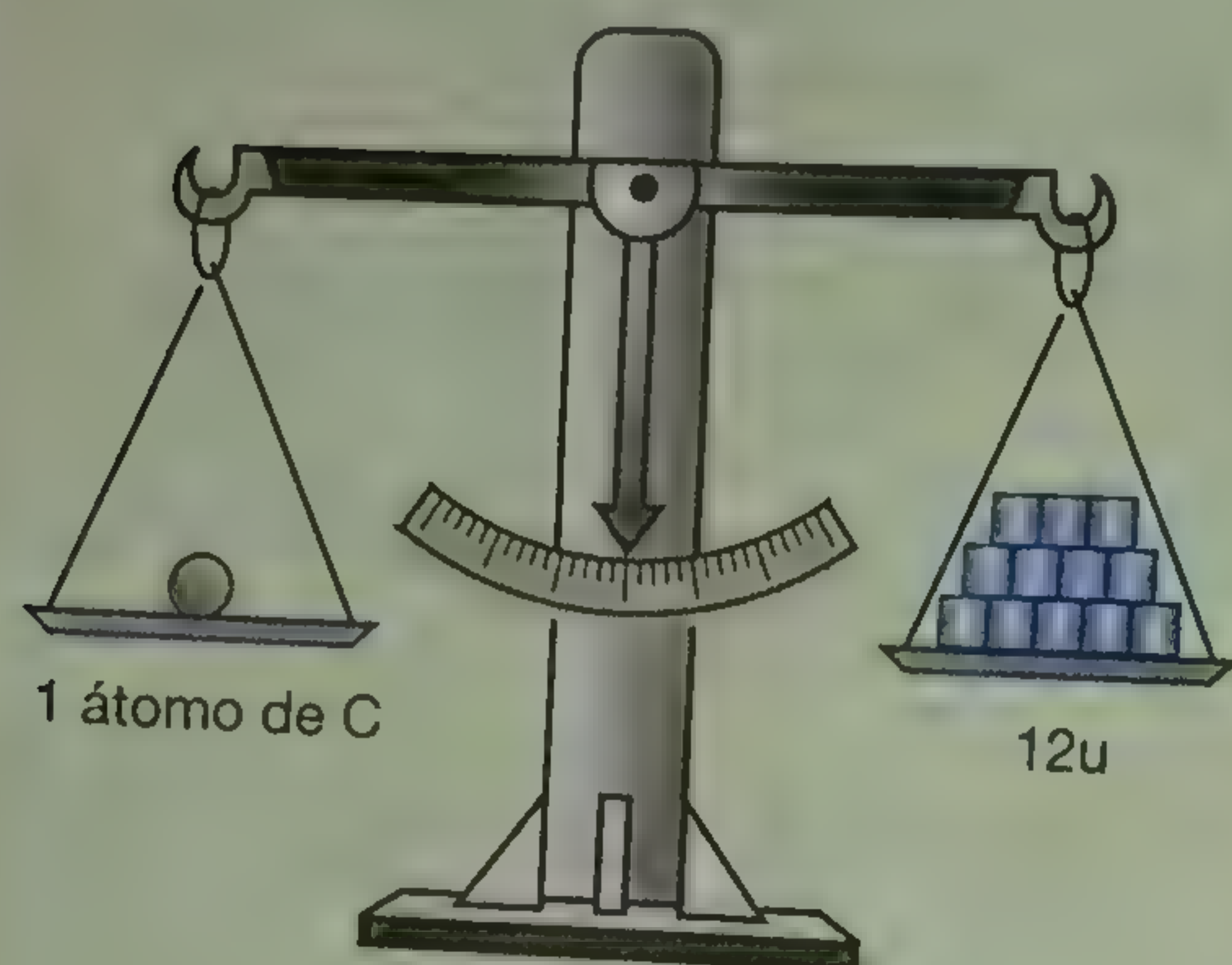
ABNT – Associação Brasileira de Normas Técnicas.

Na Química, em relação às massas dos elementos foi estabelecida como padrão a unidade de massa atômica (u), que é a massa equivalente a $\frac{1}{12}$ do isótopo do ^{12}C . Ela corresponde a $1,66 \cdot 10^{-24}$ g.

Massa atômica (MA)

A massa de um átomo é a soma das massas de seus prótons, nêutrons e elétrons. É mais prático, entretanto, compará-la com o padrão: $\frac{1}{12} {}^{12}\text{C}$ (1u – 1 unidade de massa atômica).

Os valores da massa atômica são comumente escritos com uma casa decimal. Vamos considerar uma balança imaginária que permita obter as massas dos átomos e representar a unidade (u) simbolicamente.

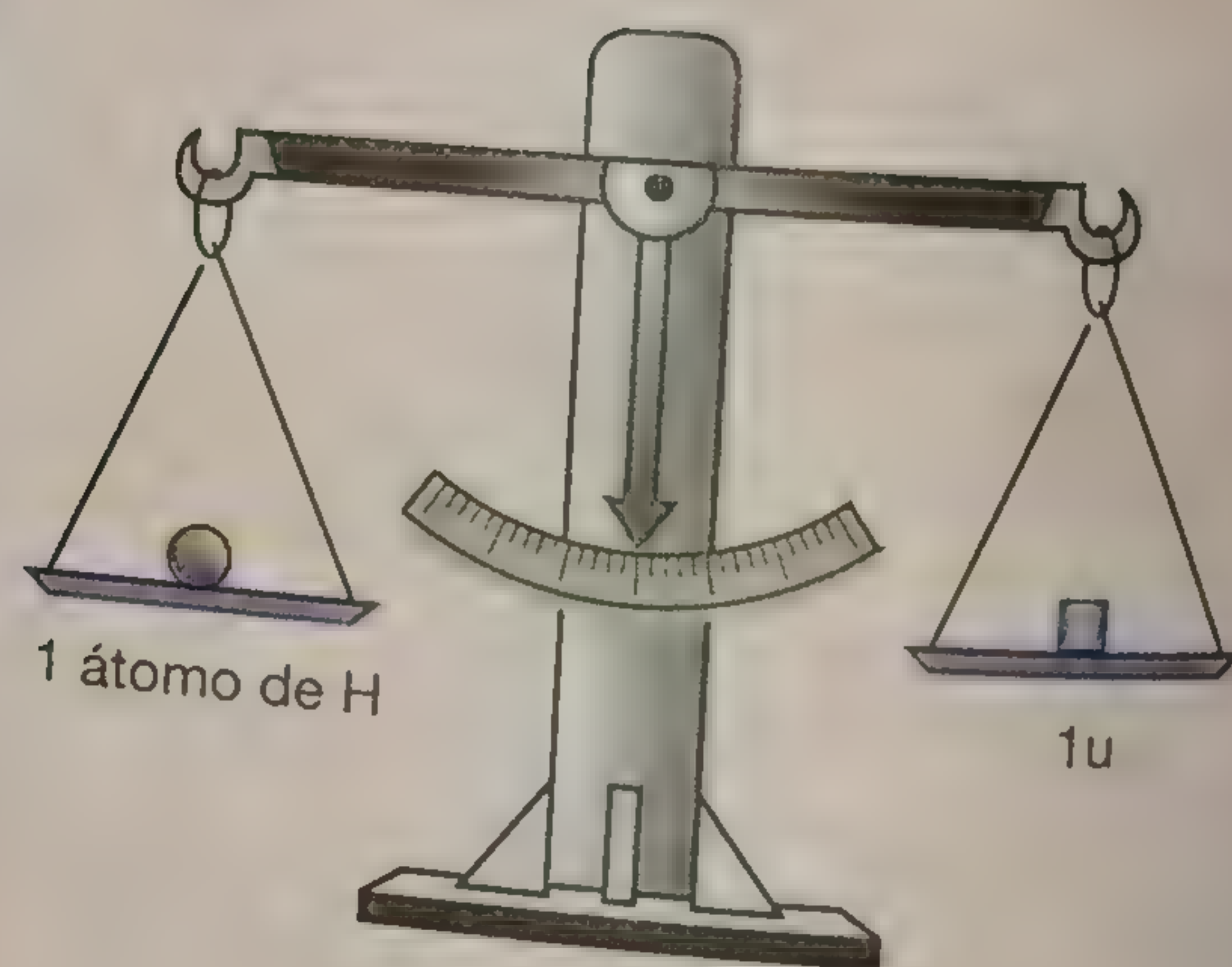


Dizemos que a massa atômica do carbono é 12 u.

$$\text{MA}_\text{C} = 12 \text{ u}$$

Dizemos que a massa atômica do hidrogênio é 1u.

$$\text{MA}_\text{H} = 1 \text{ u}$$



146

Os elementos químicos que são formados por uma mistura de isótopos têm como massa atômica a média ponderada das massas atômicas dos isótopos.

Exemplo:

ELEMENTO	MASSA ATÔMICA DO ISÓTOPO	PROPORÇÃO NA MISTURA (EM %)	ISÓTOPO
Cobre	62,95	69,1	63
	64,95		
		30,9	65

$$MA_{Cu} = \frac{(62,95 \cdot 69,1) + (64,95 \cdot 30,9)}{100} = 63,57$$

$$MA_{Cu} = 63,57 \text{ u}$$

Isso significa que a massa atômica do elemento químico cobre é 63,57 u.

Massa molar de átomos (M)

A massa atômica de um átomo é expressa em *u* (unidade de massa atômica). Se colocarmos numa balança *imaginária* uma massa em gramas de mesmo valor numérico da massa atômica, a balança ficará desequilibrada.

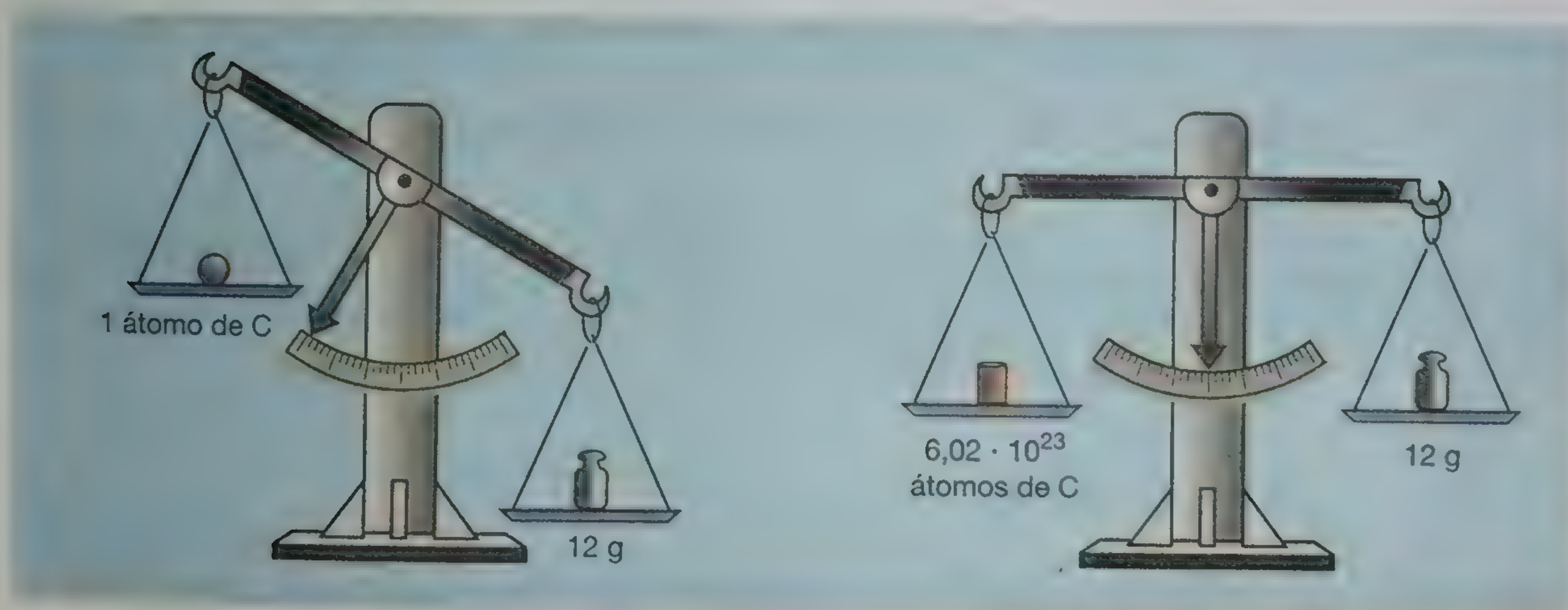
Podemos, entretanto, calcular o número de átomos de C necessários para equilibrar essa massa. A massa de um átomo de C é 12 u, logo sua massa real será:

$$12 \cdot 1,66 \cdot 10^{-24} \text{ g.}$$

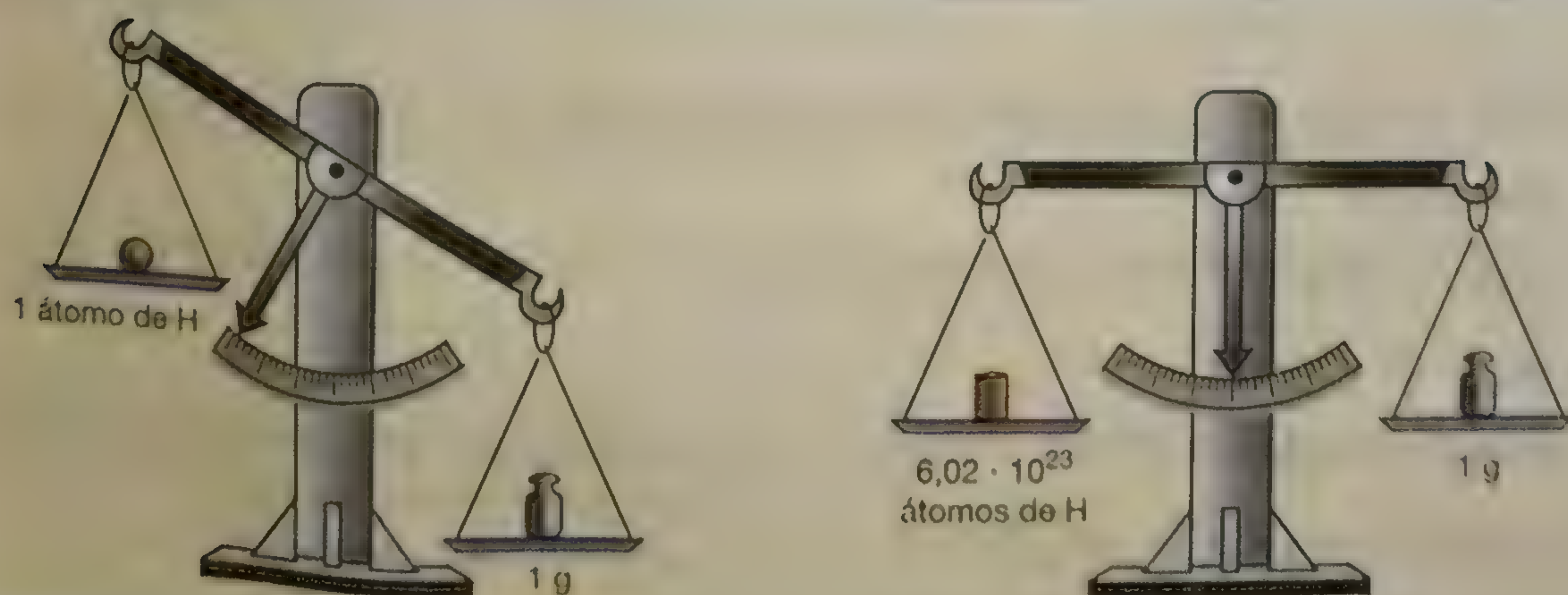
$$\begin{cases} 1 \text{ átomo de C} & \text{—} 12 \cdot 1,66 \cdot 10^{-24} \text{ g} \\ x \text{ átomos de C} & \text{—} 12 \text{ g} \end{cases}$$

$$x = \frac{12 \text{ g}}{12 \cdot 1,66 \cdot 10^{-24} \text{ g}} = 0,602 \cdot 10^{24} \text{ átomos}$$

$$x = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ átomos}$$



Analogamente, para o átomo de H temos:



$$\begin{cases} 1 \text{ átomo de H} & \text{---} & 1 \cdot 1,66 \cdot 10^{-24} \text{ g} \\ y \text{ átomos de H} & \text{---} & 1 \text{ g} \end{cases}$$

$$y = \frac{1 \text{ g}}{1 \cdot 1,66 \cdot 10^{-24} \text{ g}} = 0,602 \cdot 10^{24} \text{ átomos}$$

$$y = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ átomos}$$

A massa que contém $6,02 \cdot 10^{23}$ átomos de um elemento é chamada *massa molar*. É numericamente igual à massa atômica, só que expressa em grama/mol.

	NÚMERO DE ÁTOMOS	UNIDADE DE MEDIDA
Massa atômica (MA)	1	u
Massa molar (M)	$6,02 \cdot 10^{23}$	g/mol

A massa de um átomo também pode ser calculada em grama.

Por exemplo: para um átomo de massa atômica 40 u, sua massa molar é 40 g/mol e encerra $6,02 \cdot 10^{23}$ átomos. Logo, podemos estabelecer a seguinte proporção:

$$\begin{cases} 1 \text{ M} & \text{---} & 40 \text{ g} & \text{---} & 6,02 \cdot 10^{23} \text{ átomos} \\ & & x & \text{---} & 1 \text{ átomo} \end{cases}$$

$$x = \frac{40 \text{ g}}{6,02 \cdot 10^{23}} = 6,64 \cdot 10^{-23} \text{ g}$$

$$x = 6,64 \cdot 10^{-23} \text{ g}$$

148

EXERCÍCIOS RESOLVIDOS

1. Qual a massa de alumínio necessária para se ter $3,01 \cdot 10^{20}$ átomos de Al?

Resolução

$$MA_{Al} = 27 \text{ u}$$

$$M_{Al} = 27 \text{ g/mol}$$

Cálculo da massa

$$\begin{cases} 27 \text{ g} & \text{---} & 6,02 \cdot 10^{23} \text{ átomos} \\ x & \text{---} & 3,01 \cdot 10^{20} \text{ átomos} \end{cases}$$

$$x = \frac{27 \text{ g} \cdot 3,01 \cdot 10^{20}}{6,02 \cdot 10^{23}} = 13,5 \cdot 10^{-3}$$

$$x = 13,5 \cdot 10^{-3} \text{ g}$$

Resposta

A massa é de $13,5 \cdot 10^{-3} \text{ g}$.

2. Quantos átomos de sódio há em 4,6 g desse elemento?

Resolução

$$M_{\text{Na}} = 23 \text{ u}$$

$$M_{\text{Na}} = 23 \text{ g/mol}$$

Cálculo do número de átomos

$$\begin{cases} 23 \text{ g} \text{ ————— } 6,02 \cdot 10^{23} \text{ átomos} \\ 4,6 \text{ g} \text{ ————— } x \end{cases}$$

$$x = \frac{4,6 \cancel{\text{g}} \cdot 6,02 \cdot 10^{23}}{23 \cancel{\text{g}}} = 1,2 \cdot 10^{23}$$

$$x = 1,2 \cdot 10^{23} \text{ átomos}$$

Resposta

O número de átomos é $1,2 \cdot 10^{23}$.

EXERCÍCIOS

- Qual a massa em gramas de 1 átomo de magnésio?
- Qual a massa de cálcio necessária para se ter $6,02 \cdot 10^{20}$ átomos de cálcio?
- Qual a massa de alumínio que tem o mesmo número de átomos contidos em 0,2 grama de cálcio?
- Sabendo que o elemento cloro é constituído da seguinte mistura isotópica: 75% de ^{35}Cl e 25% de ^{37}Cl , calcule a massa atômica do cloro.
Admita que as massas atômicas dos isótopos de Cl sejam iguais respectivamente a 35 u e 37 u.

5. (Unitau-SP) Sabendo que a massa atômica do enxofre é 32 e a do alumínio, 27, pode-se concluir que:
- 32 átomos de alumínio têm massa igual a 27 átomos de enxofre.
 - 27 g de alumínio ocupam o mesmo volume de 32 g de enxofre.
 - os átomos de alumínio e de enxofre apresentam massas, respectivamente, de 27 g e 32 g.
 - 27 átomos de alumínio têm massa igual a 32 átomos de enxofre.
 - o átomo de alumínio possui 27 prótons e o do enxofre, 32 prótons.
6. Se a massa atômica do átomo de carbono fosse 48 u, a massa atômica do Ar seria:
- 10 u
 - 160 u
 - 80 u
 - 40 u
 - n.d.a.

Massa molecular (MM)

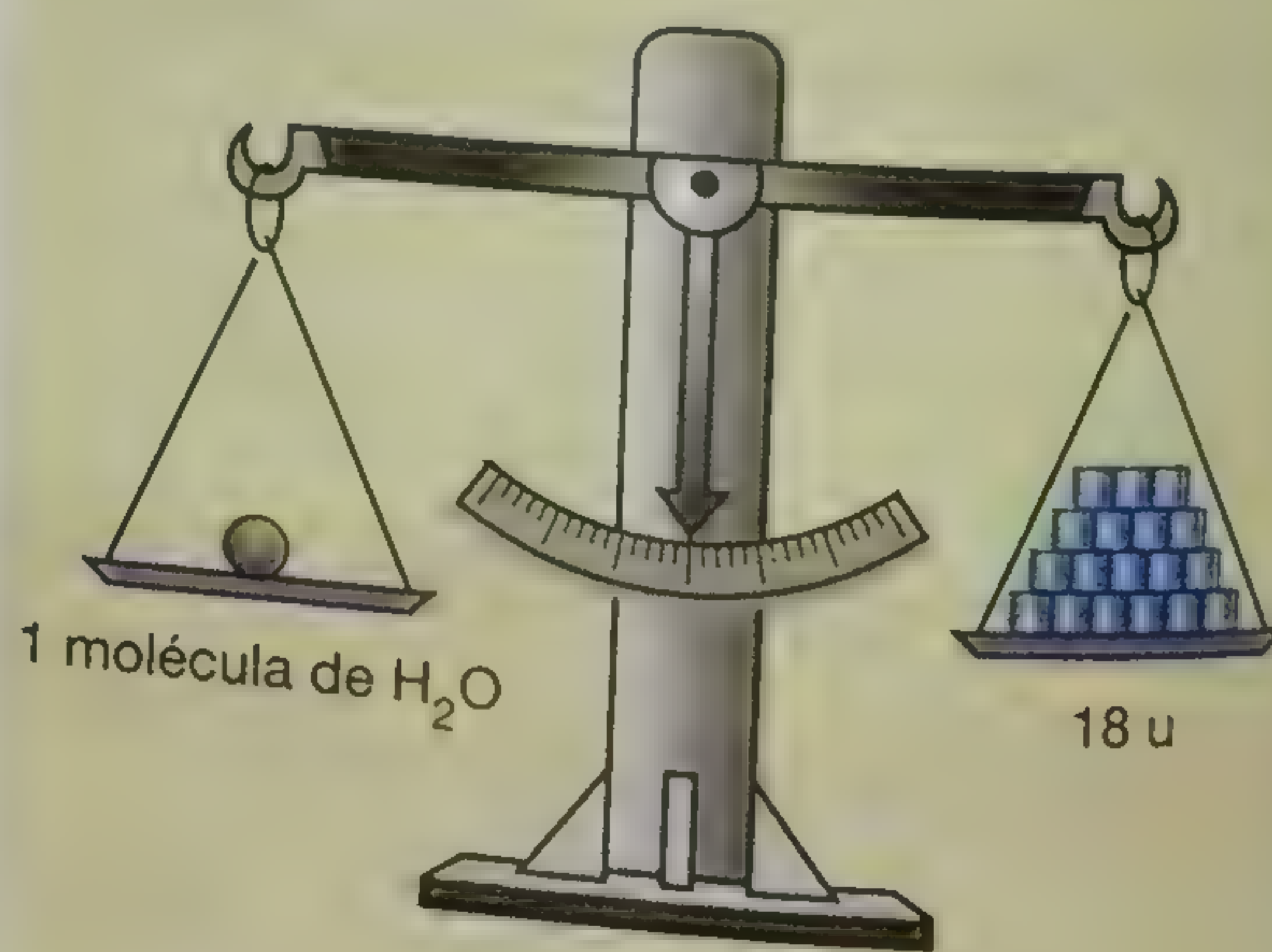
Massa molecular é o número que indica quantas vezes a massa de uma molécula é maior que $\frac{1}{12}$ da massa do ^{12}C . É calculada somando-se as massas atômicas de todos os átomos de cada elemento que forma a substância.

Por exemplo, a massa molecular da água (H_2O) é 18 u. Esse valor foi obtido a partir das massas atômicas do hidrogênio e do oxigênio.

Massa molecular:

$$\begin{array}{l} \text{H} \{ 2 \cdot 1 = 2 \\ \text{O} \{ 1 \cdot 16 = 16 \\ \hline 18 \end{array}$$

$$\text{MM}_{\text{H}_2\text{O}} = 18 \text{ u}$$



Massa molar da substância (M)

A massa molar de uma substância é a massa correspondente a $6,02 \cdot 10^{23}$ moléculas dessa substância. É numericamente igual à massa molecular e é expressa em grama/mol.

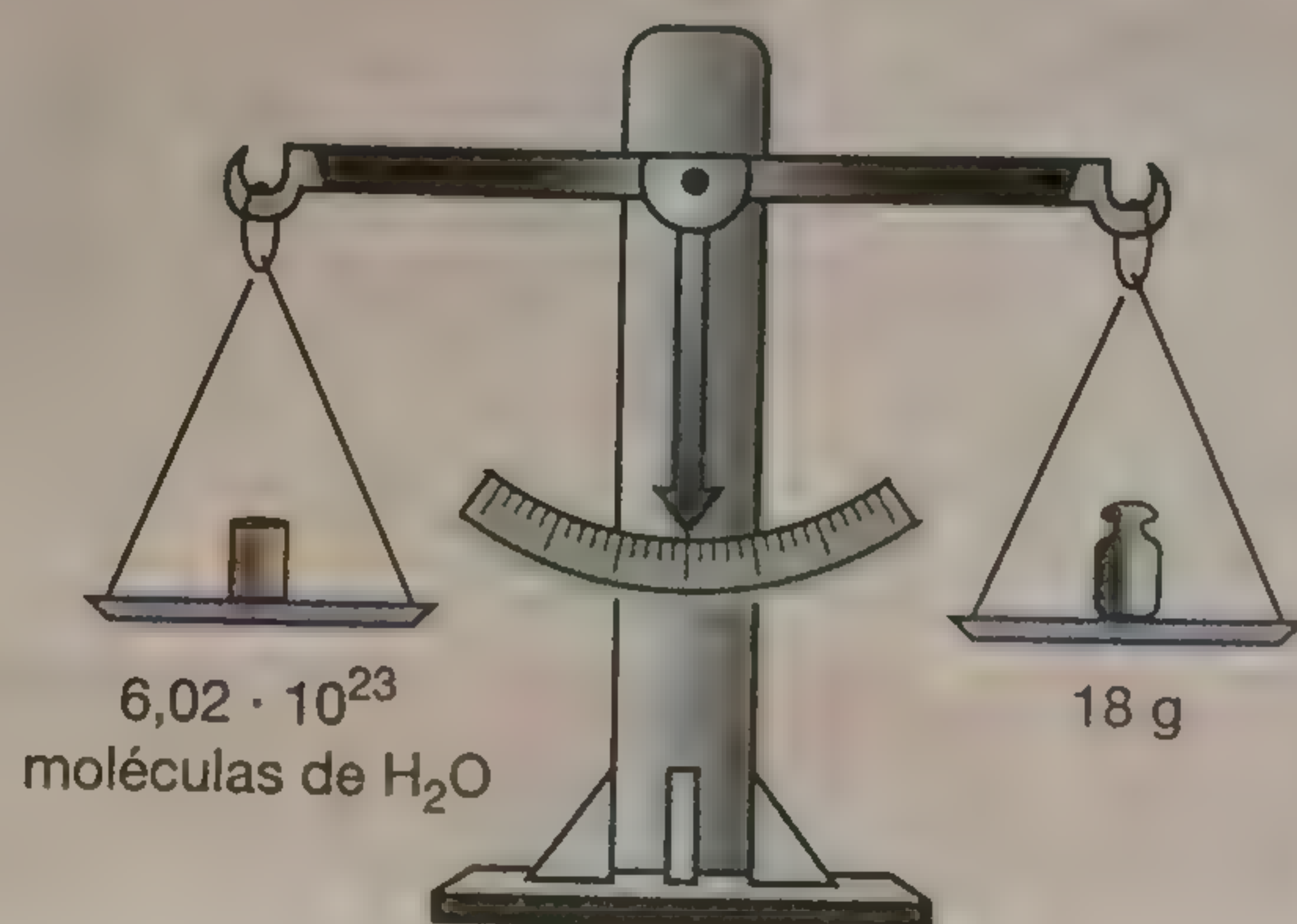
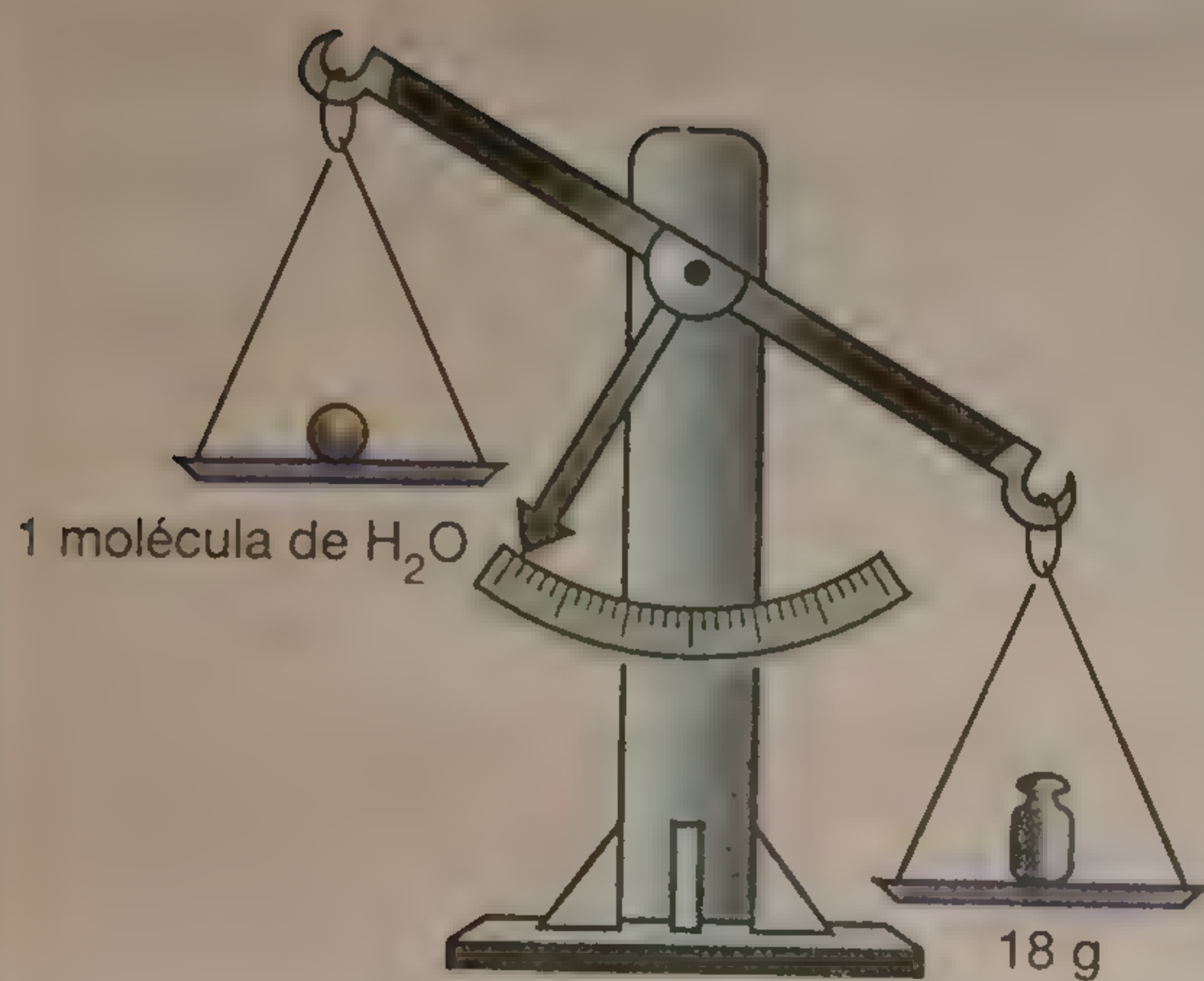
QUÍMICA GERAL

Por exemplo: a massa molecular da água é 18 u; a massa molar é 18 g/mol e contém $6,02 \cdot 10^{23}$ moléculas.

$$\begin{cases} 1 \text{ molécula de água } 18 \text{ u} & \text{---} 1,66 \cdot 10^{-24} \text{ g} \\ x & \text{---} 18 \text{ g} \end{cases}$$

$$x = \frac{18 \text{ g}}{18 \cdot 1,66 \cdot 10^{-24} \text{ g}} = 0,602 \cdot 10^{24} \text{ moléculas}$$

$$x = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}$$



Comparação entre a massa molecular e a massa molar

	NÚMERO DE MOLÉCULAS	UNIDADE DE MEDIDA
Massa molecular (MM)	1	u
Massa molar (M)	$6,02 \cdot 10^{23}$	g/mol

151

Número de Avogadro e mol

O valor $6,02 \cdot 10^{23}$ é chamado de *número de Avogadro*. Representa o número de átomos e/ou moléculas de um elemento e/ou de uma substância na sua massa molar.

Denomina-se *mol* a quantidade de matéria de um sistema que contenha $6,02 \cdot 10^{23}$ partículas.

Quando se utiliza essa unidade, é necessário verificar a que partículas elementares está se referindo: átomos, moléculas, íons, elétrons, prótons, nêutrons e outras.

Exemplos: 1 mol de átomos de hidrogênio

1 mol de moléculas de hidrogênio

0,3 mol de íons de hidrogênio

0,5 mol de nêutrons

Genericamente, relaciona-se mol, número de Avogadro e massa molar da seguinte forma:

$$1 \text{ mol} \text{ ————— } 6,02 \cdot 10^{23} \text{ ————— } \text{massa molar}$$

Isso significa que um mol corresponde a $6,02 \cdot 10^{23}$ partículas e equivale à massa molar.

Exemplo: 1 mol de água contém $6,02 \cdot 10^{23}$ moléculas de água e tem massa molar igual a 18 g.

Observação

O número de mols (n) pode ser calculado dividindo-se a massa (m) pela massa molar (M).

$$n = \frac{m}{M}$$

EXERCÍCIOS RESOLVIDOS

1. Qual a massa molecular e a massa molar da uréia ($\text{CO}(\text{NH}_2)_2$)?

Resolução

$$\text{MM} = 12 + 16 + 2(1 \cdot 14 + 2 \cdot 1) = 60$$

$$\text{MM} = 60 \text{ u}$$

$$M = 60 \text{ g/mol}$$

Resposta

A massa molecular é 60 u; a massa molar, 60 g/mol.

2. Quantos mols de moléculas há em 1,8 g de H_2O ?

Resolução

$$\text{a) } \text{MM} = 2 \cdot 1 + 16 = 18$$

$$\text{MM} = 18 \text{ u}$$

$$M = 18 \text{ g/mol}$$

b) número de mol:

$$\begin{cases} 1 \text{ mol} \text{ ————— } 18 \text{ g} \\ x \text{ ————— } 1,8 \text{ g} \end{cases}$$

$$x = \frac{1,8 \text{ g} \cdot 1 \text{ mol}}{18 \text{ g}} = 0,1 \text{ mol}$$

Resposta

Nessa massa, há 0,1 mol de moléculas.

3. Quantas moléculas de CH_4 há em 3,2 gramas da substância?

Resolução

$$\text{a) } \text{MM} = 16 \text{ u}$$

$$M = 16 \text{ g/mol}$$

b) número de moléculas:

$$\begin{cases} 16 \text{ g} & \text{---} & 6,02 \cdot 10^{23} \text{ moléculas} \\ 3,2 \text{ g} & \text{---} & y \end{cases}$$

$$y = \frac{3,2 \text{ g} \cdot 6,02 \cdot 10^{23}}{16 \text{ g}} = 1,2 \cdot 10^{23}$$

Resposta

Há $1,2 \cdot 10^{23}$ moléculas.

4. Qual a massa em gramas de 1 molécula de CO_2 ?

Resolução

a) $MM = 12 + 2 \cdot 16 = 44$

$MM = 44 \text{ u}$

$M = 44 \text{ g/mol}$

b) massa:

$$\begin{cases} 1 \text{ mol} & \text{---} & 44 \text{ g} & \text{---} & 6,02 \cdot 10^{23} \text{ moléculas} \\ & & x & \text{---} & 1 \text{ molécula} \end{cases}$$

$$x = \frac{44 \text{ g} \cdot 1 \text{ molécula}}{6,02 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}} = 7,3 \cdot 10^{-23} \text{ g}$$

Resposta

A massa de uma molécula de CO_2 é $7,3 \cdot 10^{-23} \text{ g}$.

5. Quantos mols de átomos e quantos átomos há em 1 mol de H_2O ?

Resolução

a) número de mol de átomos:

2 mols de H

1 mol de O

(+)

3 mols de átomos

b) número de átomos:

$2 \cdot 6,02 \cdot 10^{23}$ átomos de H

$1 \cdot 6,02 \cdot 10^{23}$ átomos de O

(+)

$3 \cdot 6,02 \cdot 10^{23}$ átomos

Resposta

Há 3 mols de átomos e $18,06 \cdot 10^{23}$ átomos.

6. Quantos átomos de oxigênio há em 6,4 gramas de SO_2 ?

Resolução

a) $MM = 32 + 2 \cdot 16 = 64$

$MM = 64 \text{ u}$

$M = 64 \text{ g/mol}$

b) número de mol:

$$\begin{cases} 64 \text{ g} & \text{---} 1 \text{ mol} \\ 6,4 \text{ g} & \text{---} x \end{cases}$$

$$x = 0,1 \text{ mol de SO}_2$$

$$\text{c) } \begin{cases} 1 \text{ mol de SO}_2 & \text{---} 2 \cdot 6,02 \cdot 10^{23} \text{ átomos de O} \\ 0,1 \text{ mol} & \text{---} y \end{cases}$$

$$y = 1,2 \cdot 10^{23} \text{ átomos de O}$$

Pode-se resolver o exercício de outra maneira por meio de um cálculo direto:

$$\begin{cases} 64 \text{ g} & \text{---} 2 \cdot 6,02 \cdot 10^{23} \text{ átomos de O} \\ 6,4 \text{ g} & \text{---} x \end{cases}$$

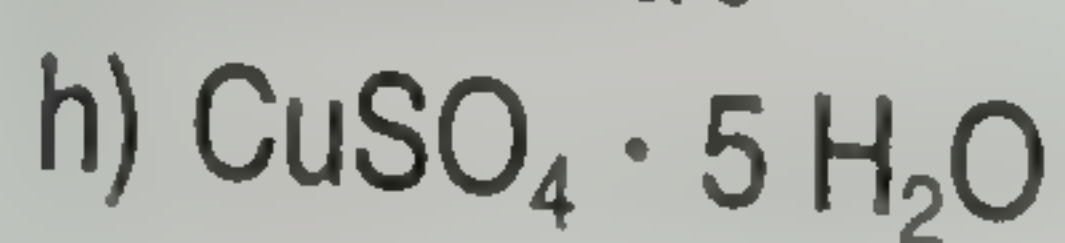
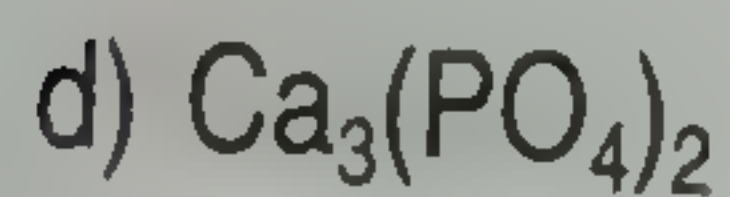
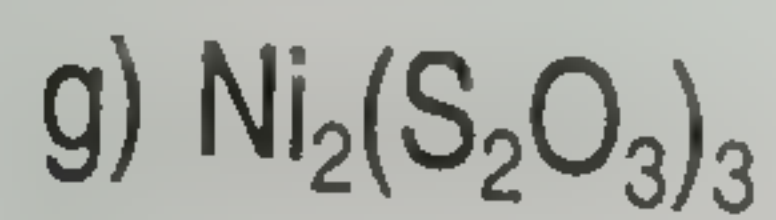
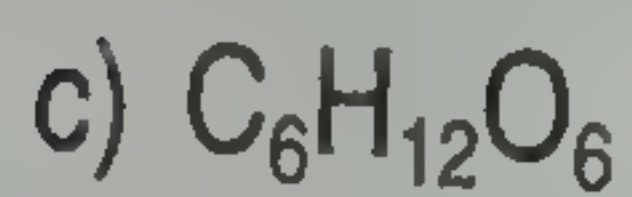
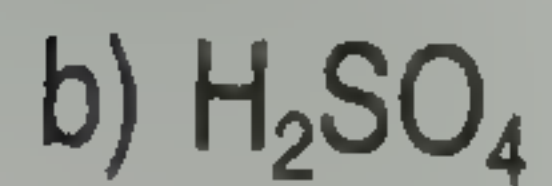
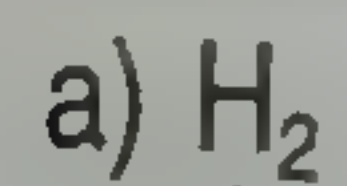
$$x = \frac{6,4 \text{ g} \cdot 2 \cdot 6,02 \cdot 10^{23} \text{ átomos}}{64 \text{ g}} = 1,2 \cdot 10^{23} \text{ átomos}$$

Resposta

O número de átomos de O é $1,2 \cdot 10^{23}$ átomos.

EXERCÍCIOS

7. Calcule a massa molecular e a massa molar das substâncias abaixo.



8. Qual a massa de 1 mol de átomos de hidrogênio?

9. Qual a massa de 0,2 mol de enxofre?

10. Sabendo que 4,8 g de um elemento contêm 0,2 mol desse elemento, conclui-se que sua massa atômica é:

a) 48 u

d) 96 u

b) 12 u

e) n.d.a.

c) 24 u

11. Qual o número de mols de carbono necessário para se ter $3,01 \cdot 10^{20}$ átomos desse elemento?

12. Qual a massa de 0,4 mol de moléculas de H_2SO_4 ?

13. Qual a massa de água necessária para se ter $3,01 \cdot 10^{22}$ moléculas dessa substância?
14. Qual o número de mols de SO_2 necessário para se ter $6,02 \cdot 10^{20}$ moléculas de SO_2 ?
15. Qual a massa em gramas de uma "molécula" de hidróxido de cálcio?
16. Quantos mols de átomos de oxigênio há em 0,2 mol de SO_3 ?
17. Quantos átomos de hidrogênio há em $6,02 \cdot 10^{20}$ moléculas de CH_4 ?
18. Quantos mols de átomos de carbono há em 2,8 g de C_2H_4 ?
19. Quantos átomos de oxigênio há em 9,8 g de ácido fosfórico?
20. Qual a massa de água necessária para se ter $6,02 \cdot 10^{20}$ átomos de hidrogênio?
21. Qual a massa total do sistema constituído de 4 mols de água, $3,01 \cdot 10^{24}$ moléculas de água e 180 g de água?
22. Qual o número de mols de íons sódio contido na massa molar de Na_2SO_4 ?
23. (Unicamp-SP) Um estudante do primeiro ano do curso de Química da Unicamp, após uma aula sobre tamanho relativo de cátions e ânions e sobre fórmulas químicas, foi almoçar no restaurante universitário. Para mostrar aos colegas o que havia aprendido, resolveu fazer uma analogia com a mistura de arroz e feijão contida no seu prato. Primeiro estimou o número de grãos de arroz e de feijão, tendo encontrado uma proporção: dois de feijão para sete de arroz. Depois, considerando o tamanho relativo dos grãos de arroz e de feijão e fazendo analogia com o tamanho relativo dos cátions e ânions, escreveu a "fórmula química" do "composto feijão com arroz", representando o feijão por F e o arroz por A.
 - a) Qual a "fórmula química" escrita pelo estudante?
 - b) Se no total houvesse 60 feijões no prato, quantos mols de arroz havia no prato?
 - c) Quantos mols do "composto feijão com arroz" havia no prato?
24. (Fuvest-SP) Uma liga que contém 75% de ouro, 12,5% de prata e 12,5% de cobre (% em massa) pode ser chamada de ouro 18 quilates.
 - a) Em 1,0 g dessa liga, qual é a massa real do ouro?
 - b) Nessa liga, existem mais átomos de prata ou de cobre? Justifique sua resposta.
25. (Fuvest-SP) Um descendente do Rei Midas disputou uma prova nos Jogos Olímpicos, ficou em segundo lugar e recebeu uma medalha de prata pura pesando 20 g. Porém, assim que a tocou, cada um dos átomos de prata transformou-se em um átomo de ouro.
 - a) Calcule a nova massa dessa medalha.
 - b) Explique por que essa transformação praticamente não altera o volume da medalha. (densidade da prata: $10,5 \text{ g/cm}^3$; densidade do ouro: $19,3 \text{ g/cm}^3$)

Veritas



156

QUIMICA
GERAL

Nebulosa de Órion as nebulosas são grandes nuvens de gás e poeira cósmica em expansão.

11

Gases: estudo do comportamento físico

Os gases presentes na atmosfera – como o oxigênio, o nitrogênio e o gás carbônico – têm tido grande utilização nas indústrias e nos hospitais.

O gás oxigênio, de importância vital para o homem, tem aplicação nos processos de combustão da madeira, da gasolina, do álcool e na respiração.

O nitrogênio, um gás inerte, é utilizado nos processos de congelamento de produtos que vão desde os alimentos até o sangue.

O gás carbônico é usado na medicina em certas cirurgias e cauterizações; é também utilizado como carga de extintores de incêndio.

Substâncias gasosas como o acetileno – gás dos maçaricos –, o propano e o butano – mistura combustível de gases conhecida como gás de cozinha – e o neônio – usado no interior de certas lâmpadas –, entre outros, também têm grande importância comercial.

Com o aumento do consumo, os processos de obtenção e armazenamento dos gases foram aperfeiçoados. São necessários, para isso, conhecimentos do comportamento químico e das características físicas dos gases.

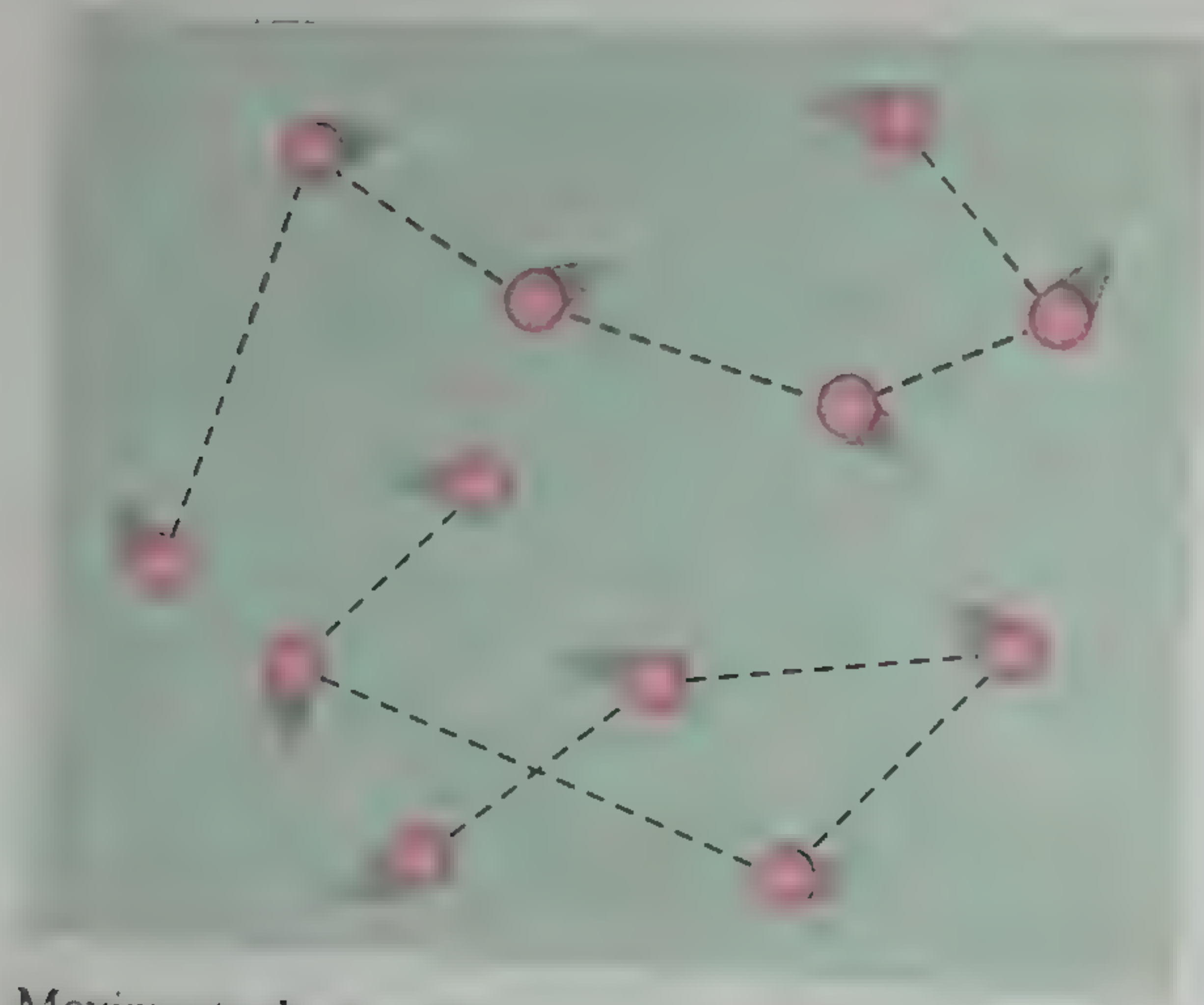
Teoria cinética dos gases

Os gases não possuem forma e volume próprios e ocupam todo o espaço do recipiente que os contém. Assim, se deixarmos o "gás" do fogão aberto, ele se espalhará por todo o ambiente. Por serem elásticos, os gases são compressíveis; sendo assim, podemos acondicioná-los em recipientes apropriados, como os botijões.

Essas propriedades podem ser melhor compreendidas com base na teoria cinética dos gases.

De acordo com essa teoria, as partículas dos gases:

- são muito pequenas e seu volume é desprezível em relação ao volume ocupado pelo gás;
- movimentam-se em linha reta, de modo contínuo e desordenado;
- chocam-se entre si e com as paredes do recipiente de tal maneira que há conservação de energia (as colisões das partículas dos gases contra as paredes do recipiente constituem a *pressão do gás*);
- as forças de atração entre as moléculas são pouco significativas.



Movimento das partículas do gás.



O volume do gás é o volume do recipiente.

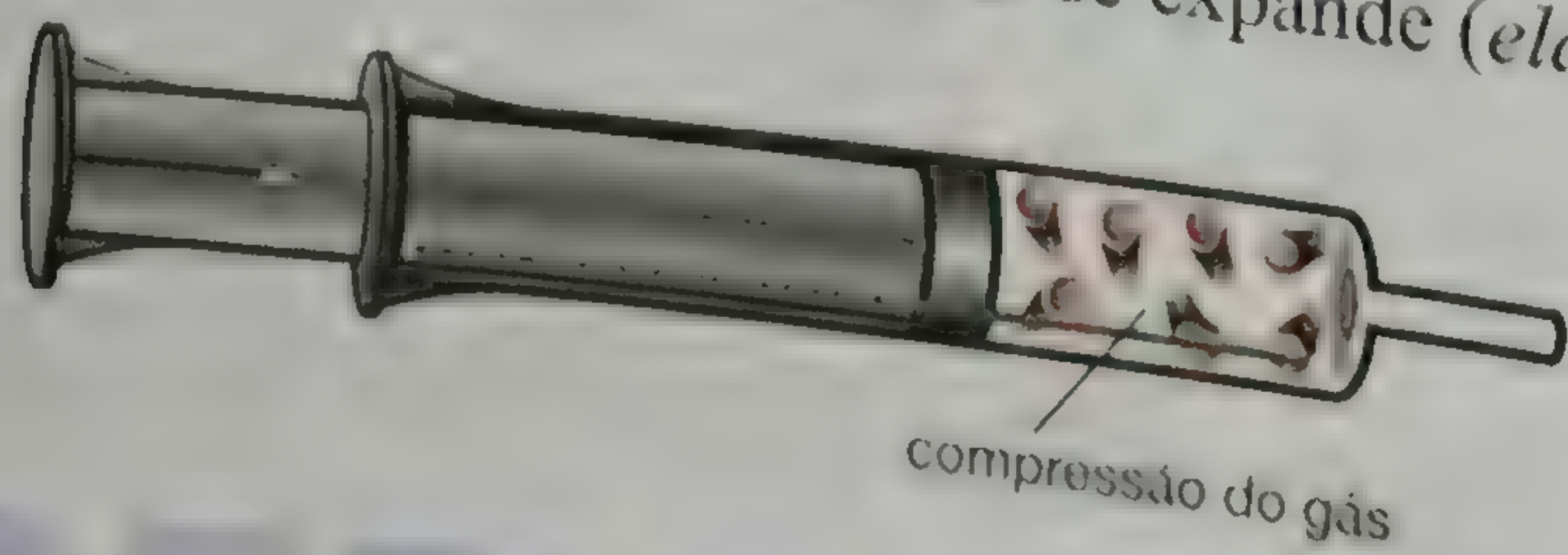
158

Grandezas físicas que caracterizam um gás

O estado de um gás pode ser caracterizado por algumas grandezas físicas que estão relacionadas entre si e são denominadas *variáveis de estado*. São elas: volume, pressão e temperatura.

Volume

O volume de um gás é o volume do recipiente em que ele está contido. Observe, por exemplo, que, quando se empurra o êmbolo de uma seringa de injeção cheia de ar estando a outra extremidade vedada, o ar se comprime (*compressibilidade*); se o êmbolo for levado à posição inicial, o ar se expande (*elasticidade*).



compressão do gás

Representação de partículas do gás em movimento.

QUÍMICA
GERAL



expansão do gás

Representação de partículas do gás em movimento.

O volume pode ser medido em litro (L), mililitro (mL), decímetro cúbico (dm^3), centímetro cúbico (cm^3) e metro cúbico (m^3).

Reverendo algumas relações entre essas unidades, temos:

$$\begin{aligned} 1 \text{ dm}^3 &= 1 \text{ L} \\ 1 \text{ dm}^3 &= 10^3 \text{ cm}^3 \\ 1 \text{ L} &= 10^3 \text{ mL} \\ 1 \text{ m}^3 &= 10^3 \text{ L} \end{aligned}$$

Pressão

As partículas do ar também estão em contínuo movimento, exercendo a chamada pressão atmosférica.

A pressão atmosférica depende da altitude. Ao nível do mar, ela equivale à pressão exercida por uma coluna de 760 milímetros de mercúrio. Esse valor também é chamado de 1 atmosfera.

$$1 \text{ atm} = 760 \text{ mmHg}$$



159

Uma outra unidade de pressão utilizada é o *bar*, em que $1 \text{ atm} = 1,01 \text{ bar}$.

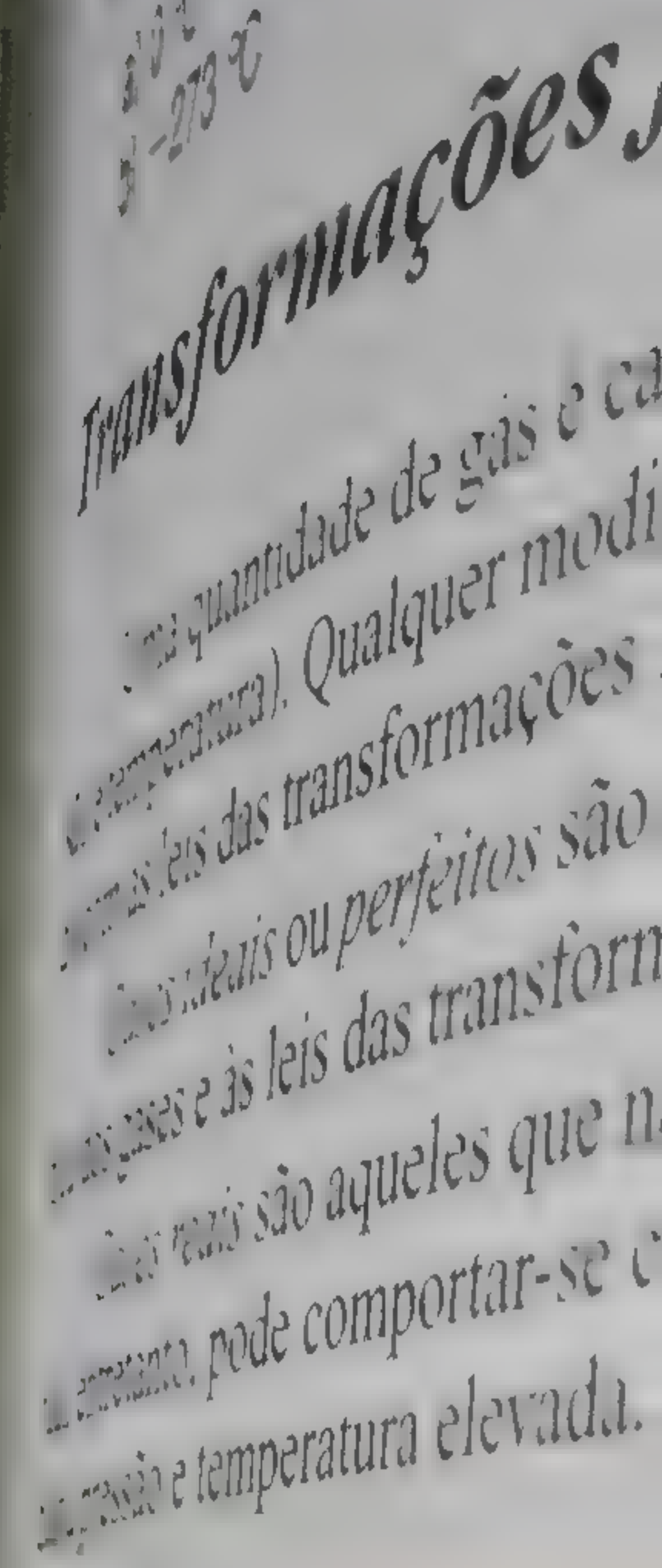
O Sistema Internacional de Unidades (SI) adota como unidade de pressão o *pascal* (Pa), em que $1 \text{ atm} = 1,01 \cdot 10^5 \text{ Pa}$.

Temperatura

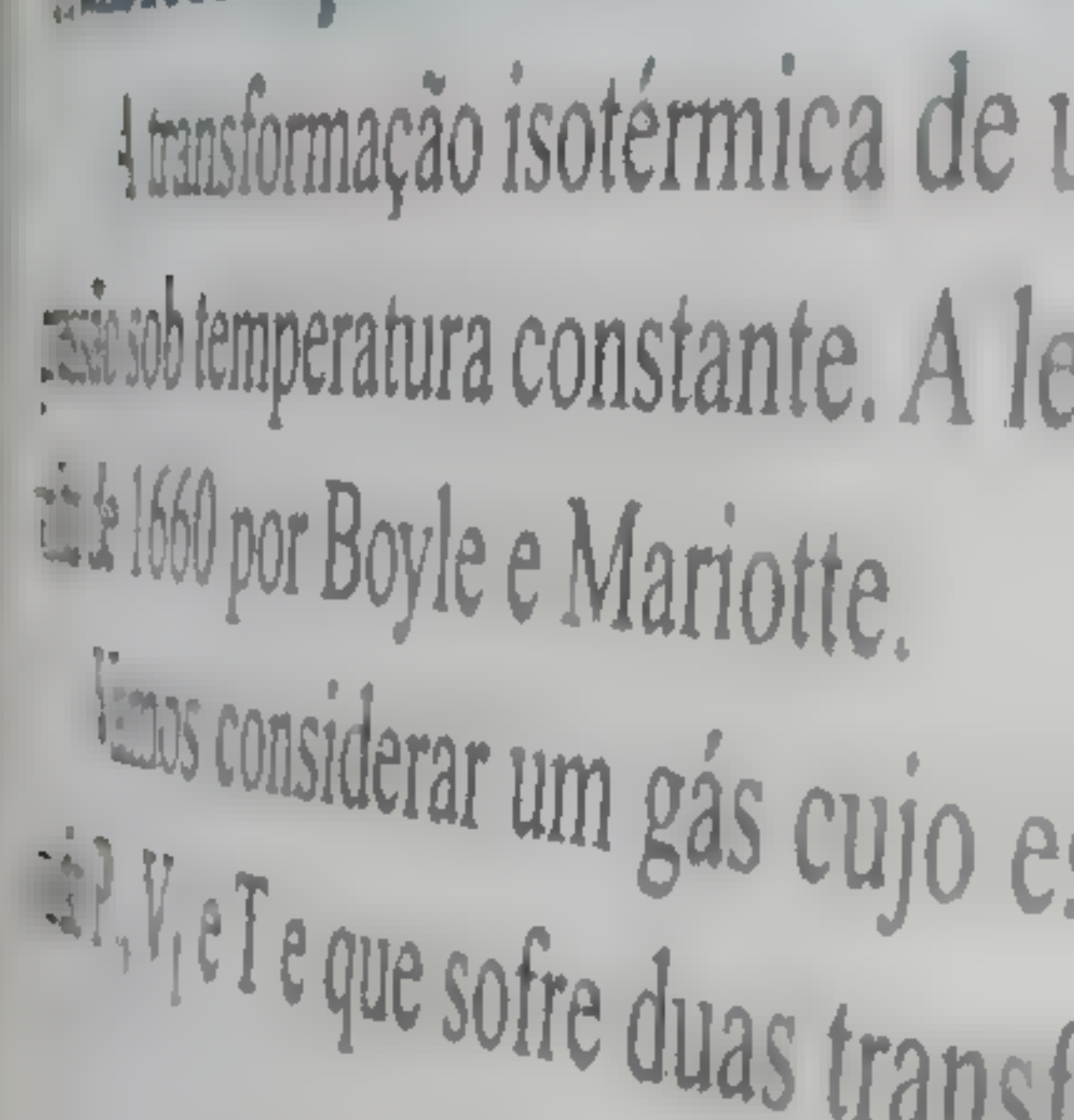
A temperatura de um gás é diretamente proporcional à energia cinética média de suas moléculas.

Aumentando a velocidade das partículas de um gás, sua energia cinética aumenta; ocorre um aquecimento. Se, ao contrário, a velocidade diminuir, a energia cinética também diminuirá; ocorrerá um resfriamento.

a) 27°C em K
 b) -23°C em K
 c) 300°C absoluto corresponde a
 d) -273°C



Transformação isotérmica



0

17

Q. 22

$$P_1 V_1 = P_2 V_2$$
$$P_1 V_1 = P_2 V_2 = \text{const}$$

- 11

$$P_1 V_1 = P_2 V_2 = \dots$$

3. Transforme:

- a) 27 °C em K
b) -23 °C em K

- c) 300 K em °C
d) 73 K em °C

4. O zero absoluto corresponde a:

- a) 0 °C
b) -273 °C

- c) 273 °C
d) 27 °C

Transformações físicas dos gases

Uma quantidade de gás é caracterizada pelas variáveis de estado (volume, pressão e temperatura). Qualquer modificação nos valores dessas variáveis ocorre de acordo com as leis das transformações físicas dos gases.

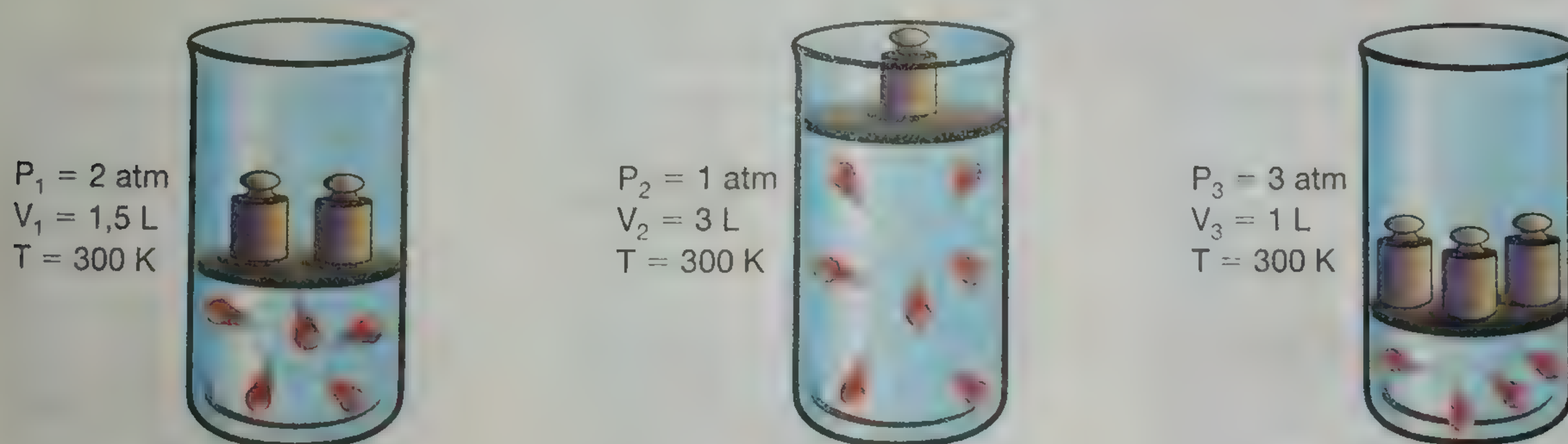
Gases ideais ou *perfeitos* são aqueles que obedecem rigorosamente à teoria cinética dos gases e às leis das transformações físicas.

Gases reais são aqueles que não obedecem rigorosamente a essas teorias. O gás real, entretanto, pode comportar-se como ideal quando há pequena quantidade de gás, baixa pressão e temperatura elevada.

Transformação isotérmica – Lei de Boyle e Mariotte

A transformação isotérmica de um gás ocorre quando há mudanças de volume e pressão sob temperatura constante. A lei que rege essa transformação foi enunciada por volta de 1660 por Boyle e Mariotte.

Vamos considerar um gás cujo estado inicial é caracterizado pelas variáveis de estado P_1 , V_1 e T e que sofre duas transformações isotérmicas sucessivas.



Verifica-se que:

$$P_1V_1 = P_2V_2 = P_3V_3 = \dots PV = \text{constante (k)}$$

ou

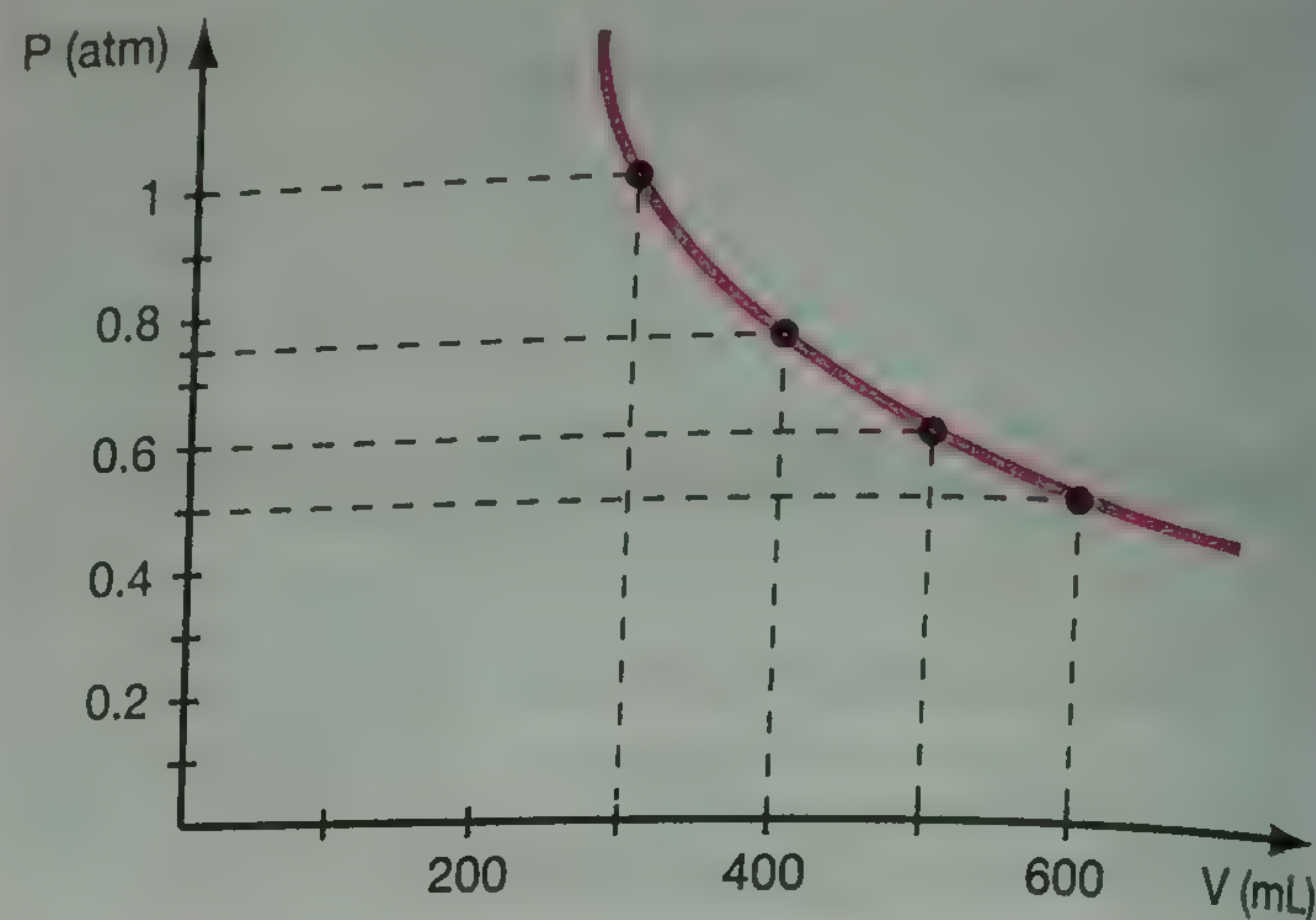
$$P_1V_1 = P_2V_2$$

A lei de Boyle e Mariotte pode ser assim enunciada:

Mantendo-se constante a temperatura de certa massa de gás, os volumes serão inversamente proporcionais às pressões.

Com os dados da tabela a seguir, podemos construir um gráfico em que essa proporcionalidade pode ser verificada:

V(mL)	P(atm)
300	1,00
400	0,75
500	0,60
600	0,50

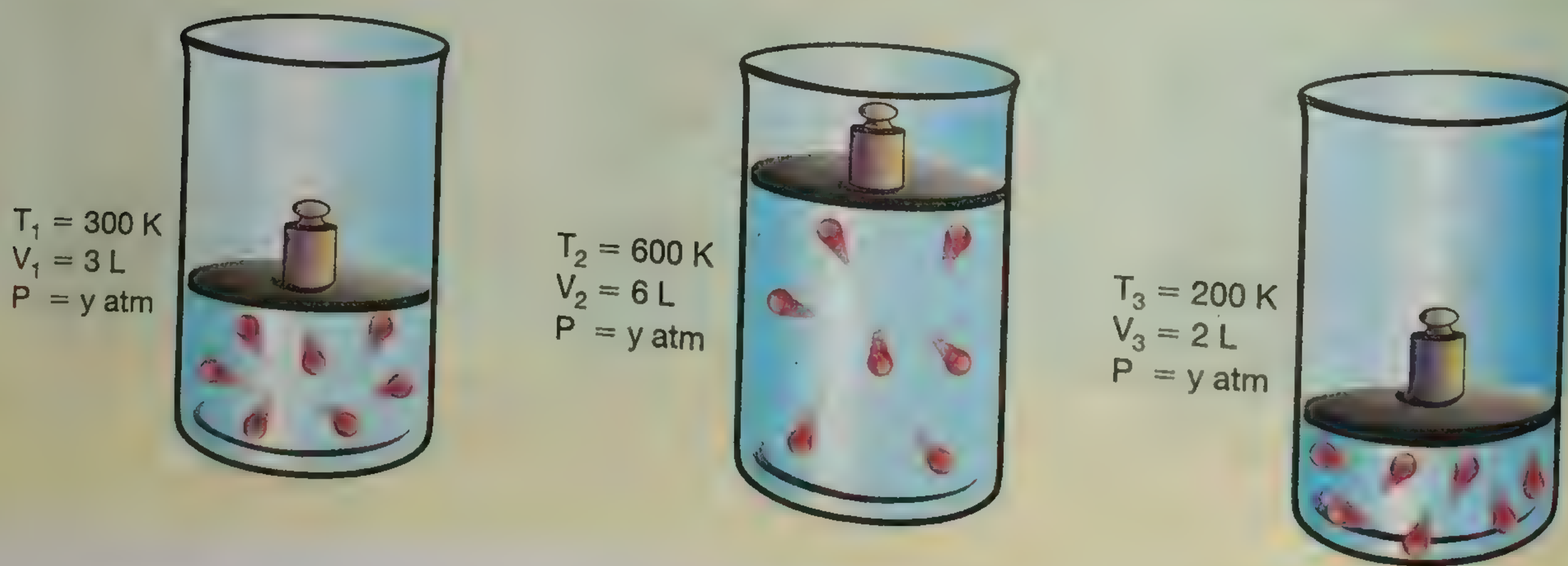


A curva obtida é chamada isoterma. Para diferentes temperaturas, obtemos diferentes isotermas.

Transformação isobárica – Lei de Charles e Gay-Lussac

Nessa transformação, há mudança de volume e temperatura sob pressão constante. A lei que rege essa transformação foi enunciada por volta de 1800 por Charles e Gay-Lussac.

Vamos considerar um gás cujo estado inicial é caracterizado pelas variáveis de estado V_1 , T_1 e P e que sofre duas transformações isobáricas sucessivas.



Verifica-se que:

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2} = \frac{V_3}{T_3} = \dots = \frac{V}{T} = \text{constante (k)}$$

$$\frac{V}{T} = \text{constante (k)}$$

ou

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$$

em que $k = \text{constante}$.

A lei de Charles e Gay-Lussac
Mantendo-se a pressão constante, o volume de um gás é diretamente proporcional à sua temperatura absoluta.

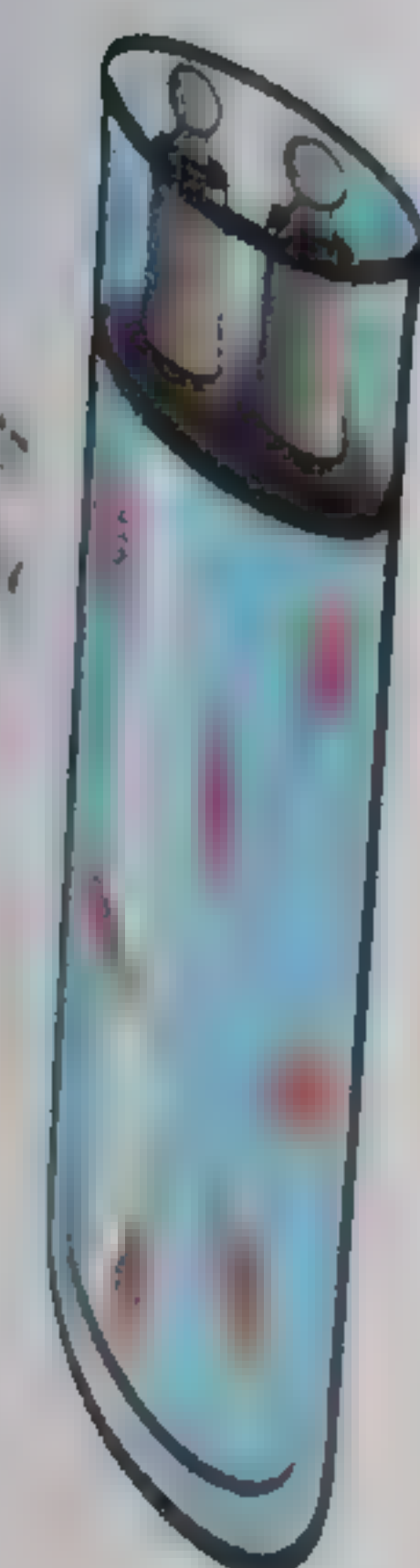
Com os dados da tabela a seguir, podemos construir um gráfico em que essa proporcionalidade pode ser verificada:

V(mL)	T(K)
40	400
30	300
20	200
10	100
5	50

Transformação isovolumétrica – Lei de Charles e Gay-Lussac

Nessa transformação, um gás sofre mudança de temperatura e pressão, mantendo-se o volume constante. A lei que rege essa transformação foi enunciada por volta de 1800 por Charles e Gay-Lussac.

Vamos considerar um gás cujo estado inicial é caracterizado pelas variáveis de estado T_1 , V_1 e P_1 e que sofre duas transformações isovolumétricas sucessivas.



P_1
 T_1
 V_1

Verifica-se que:

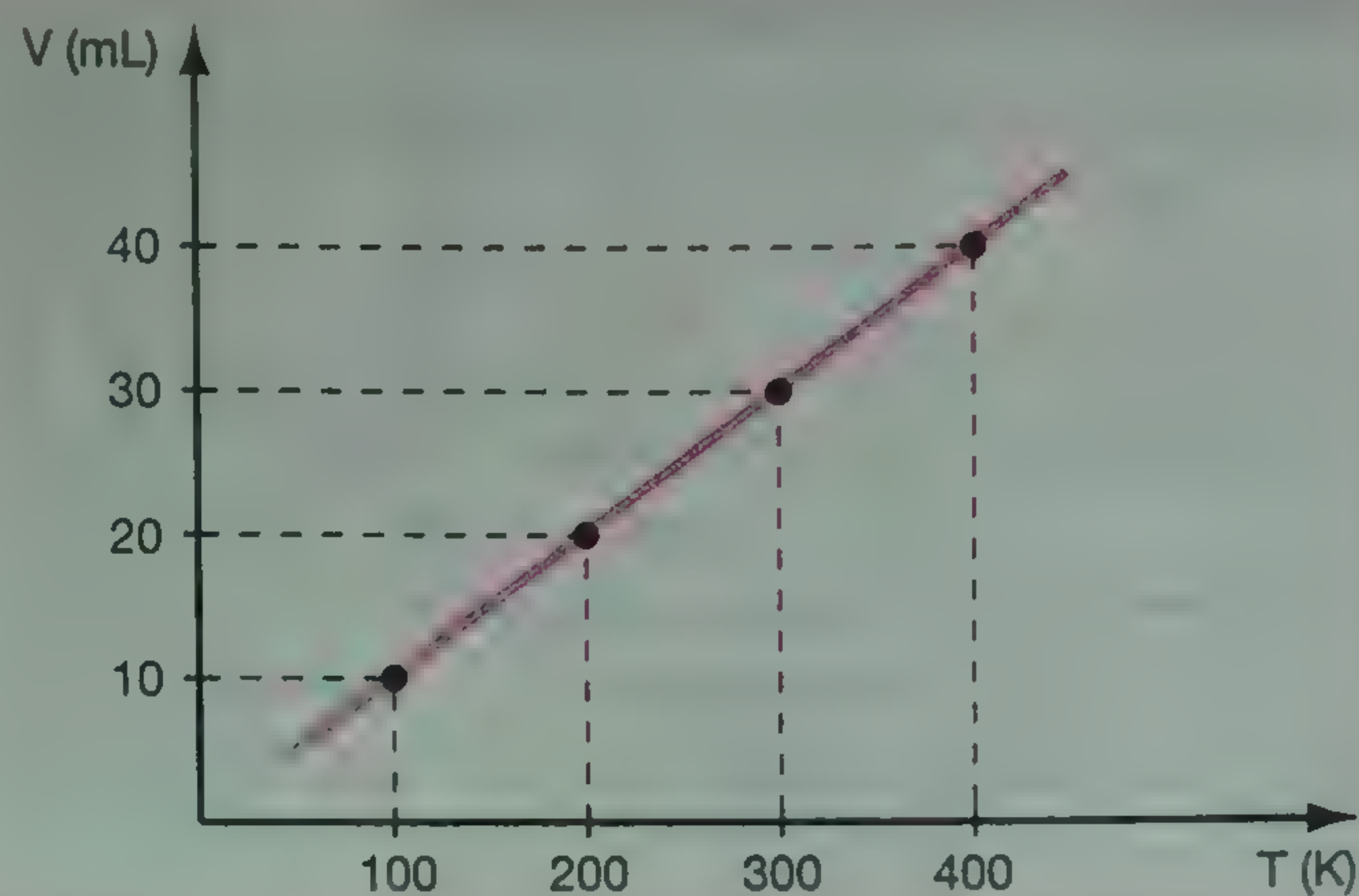
$$\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2} = \frac{P}{T}$$

A lei de Charles e Gay-Lussac pode ser assim enunciada:

Mantendo-se constante a pressão de uma massa de gás, os volumes serão diretamente proporcionais às temperaturas absolutas.

Com os dados da tabela a seguir, podemos construir um gráfico em que essa proporcionalidade pode ser verificada:

V(mL)	T(K)
40	400
30	300
20	200
10	100
5	50



Transformação isovolumétrica ou isocórica – Lei de Charles e Gay-Lussac

Nessa transformação, um gás sofre mudanças de pressão e temperatura, mantendo-se o volume constante. A lei que rege essa transformação também foi enunciada por Charles e Gay-Lussac.

Vamos considerar um gás cujo estado inicial é caracterizado pelas variáveis de estado P_1 , T_1 e V e que sofre duas transformações isovolumétricas sucessivas.



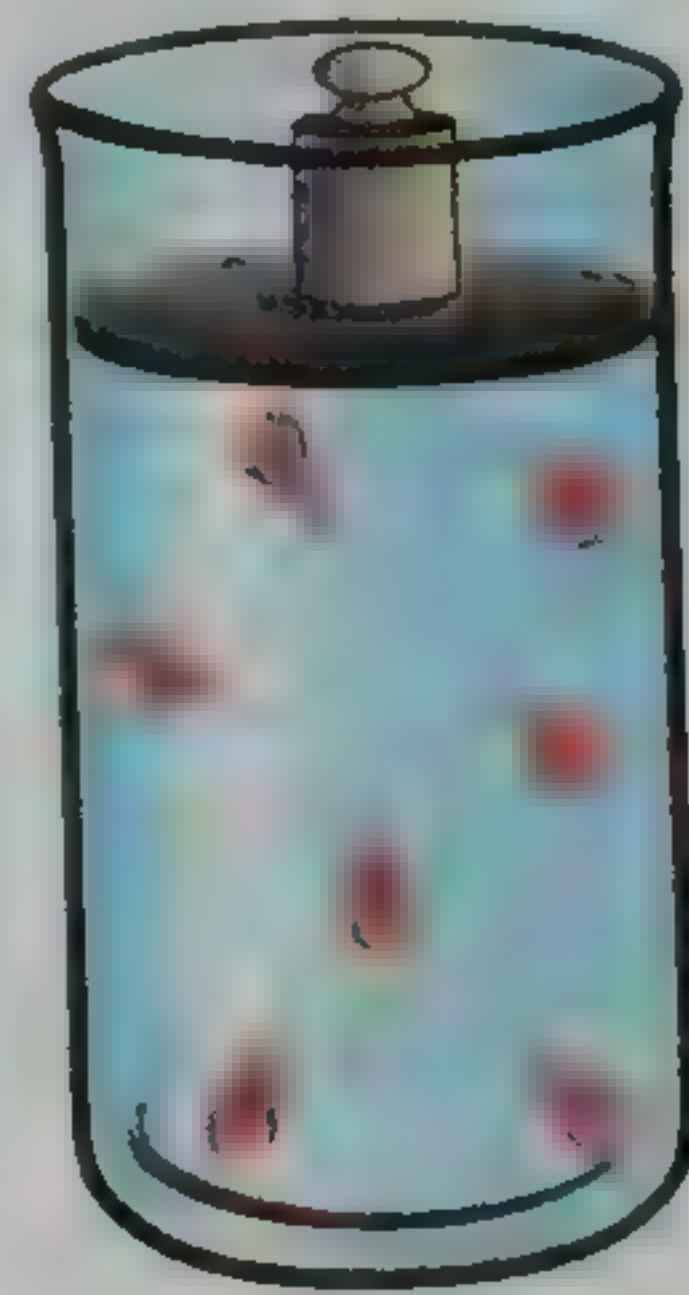
$$\begin{aligned} P_1 &= 2 \text{ atm} \\ T_1 &= 200 \text{ K} \\ V &= z \text{ L} \end{aligned}$$



$$\begin{aligned} P_2 &= 3 \text{ atm} \\ T_2 &= 300 \text{ K} \\ V &= z \text{ L} \end{aligned}$$



$$\begin{aligned} P_3 &= 1 \text{ atm} \\ T_3 &= 100 \text{ K} \\ V &= z \text{ L} \end{aligned}$$



Verificamos que:

$$\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2} = \frac{P_3}{T_3} = \dots = \frac{P}{T} = \text{constante (k)}$$

$$\frac{P}{T} = \text{constante}$$

ou

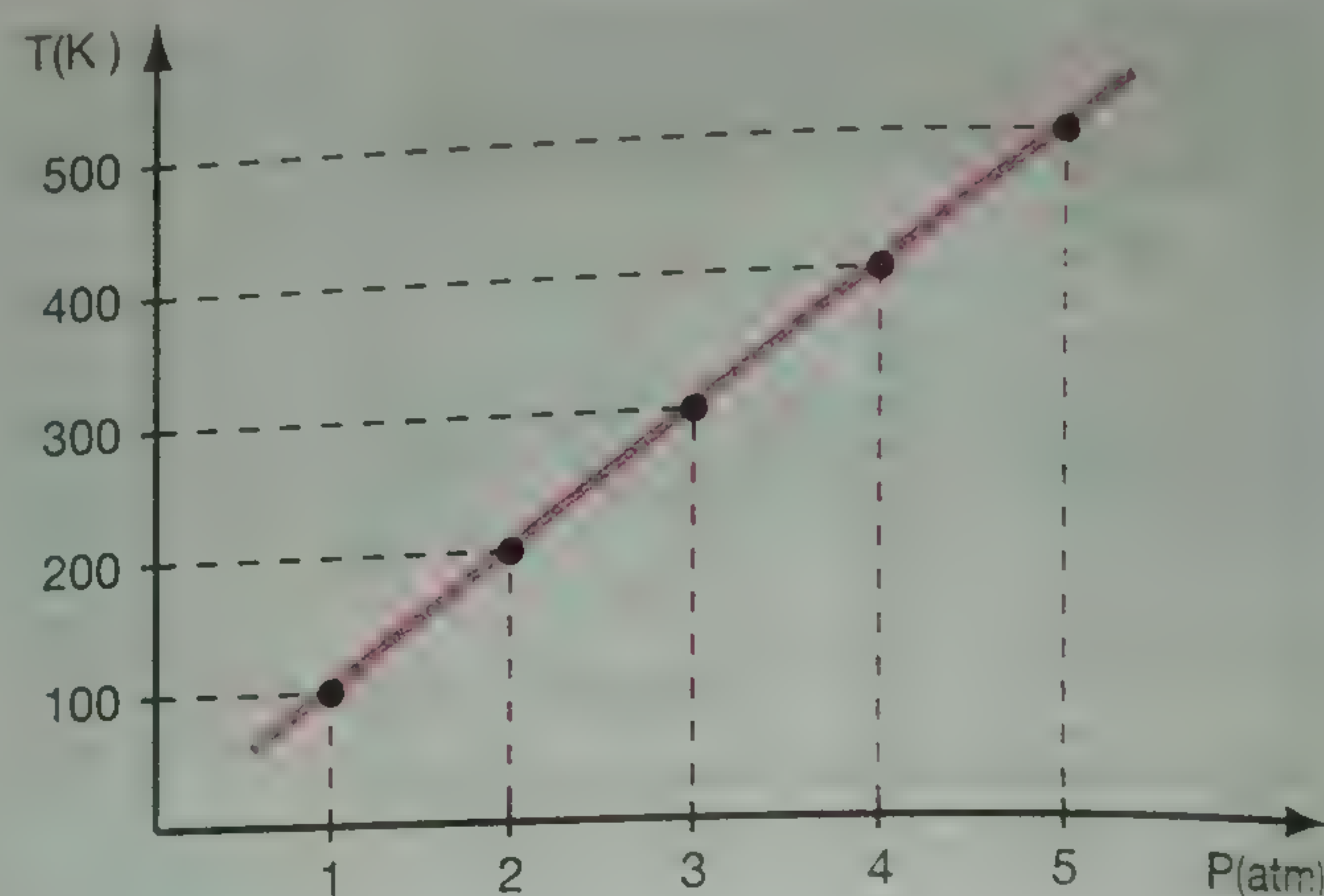
$$\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2}$$

A lei de Charles e Gay-Lussac pode ser assim enunciada:

Mantendo-se constante o volume de uma massa de gás, as pressões são diretamente proporcionais às temperaturas absolutas.

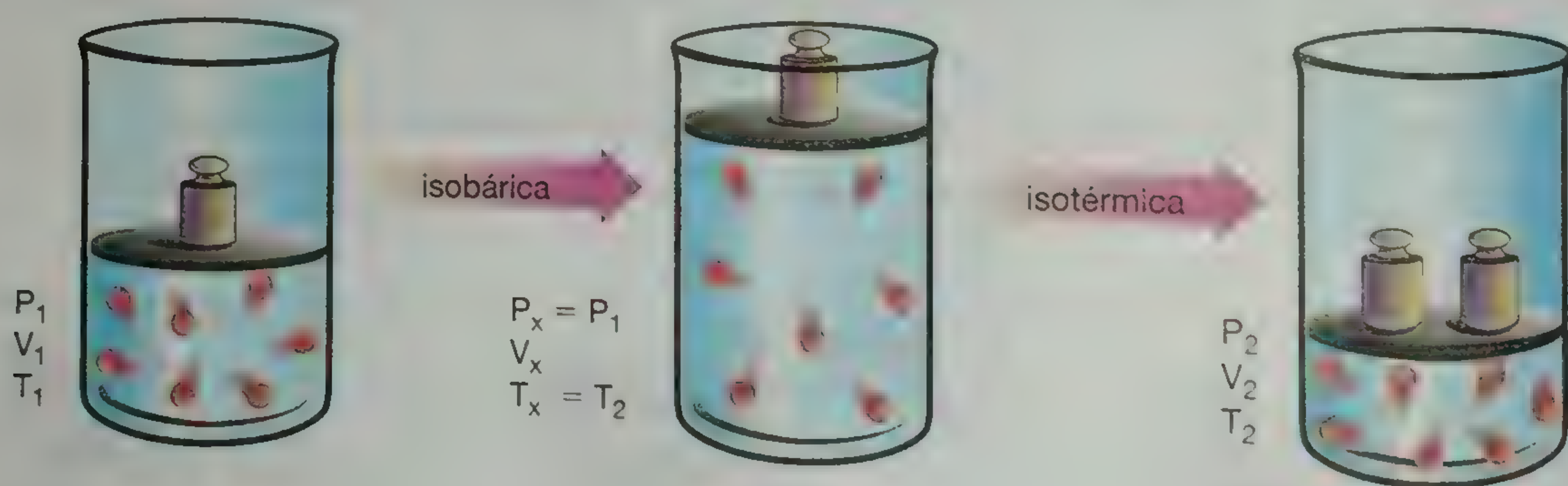
Com os dados da tabela a seguir, podemos construir um gráfico:

P(atm)	T(K)
1	100
2	200
3	300
4	400
5	500



Transformação geral dos gases

Uma transformação gasosa pode ocorrer envolvendo variações simultâneas de pressão, volume e temperatura, entretanto, ela pode ser considerada assim:



Numa transformação geral, temos a seguinte relação:

$$\frac{P_1 V_1}{T_1} = \frac{P_2 V_2}{T_2} \therefore \frac{PV}{T} = \text{constante}$$

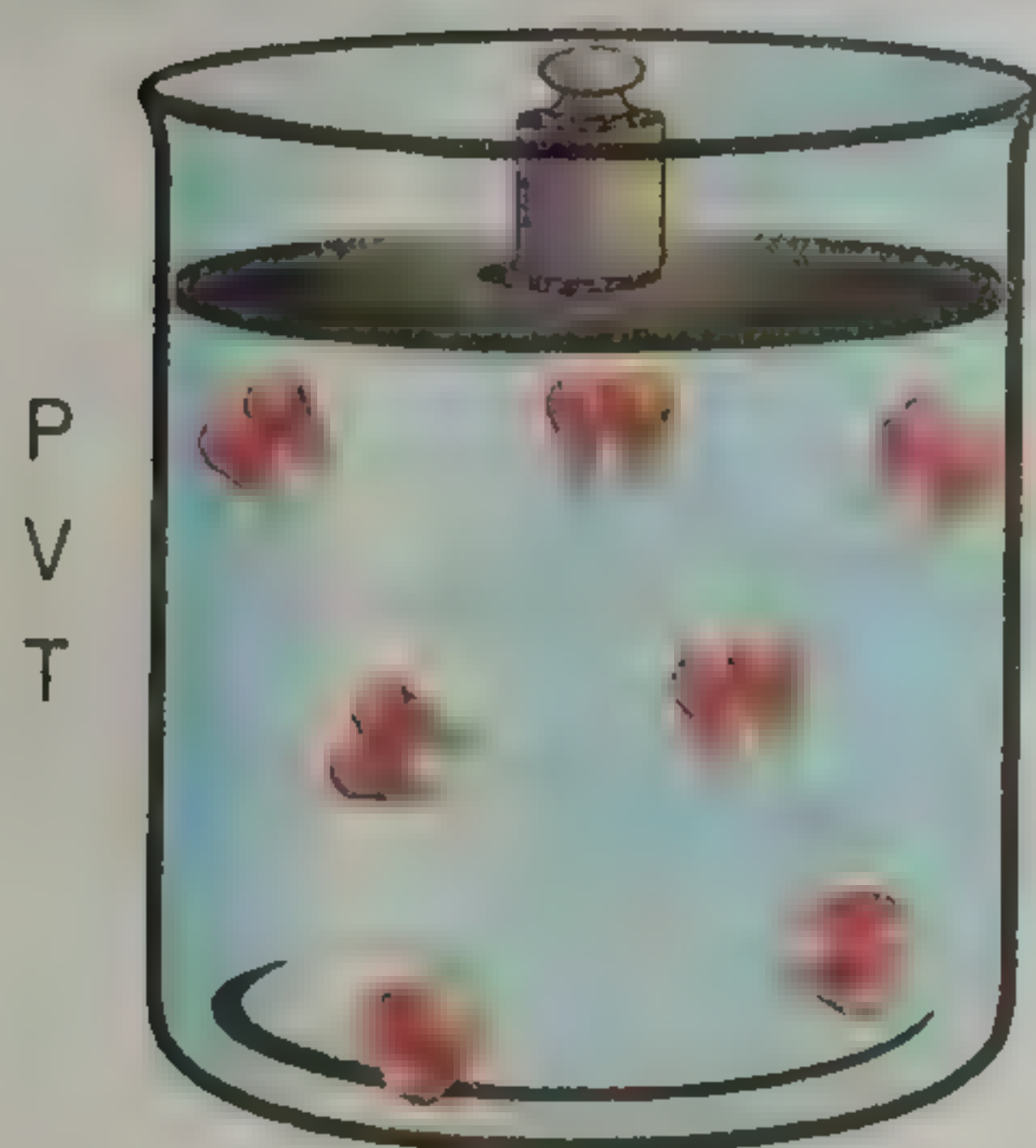
EXERCÍCIOS

5. Certa massa de oxigênio contido em um recipiente de 10 litros, à pressão de 2 atm, sofreu uma transformação isotérmica passando a um volume de 5 litros. Qual a nova pressão?

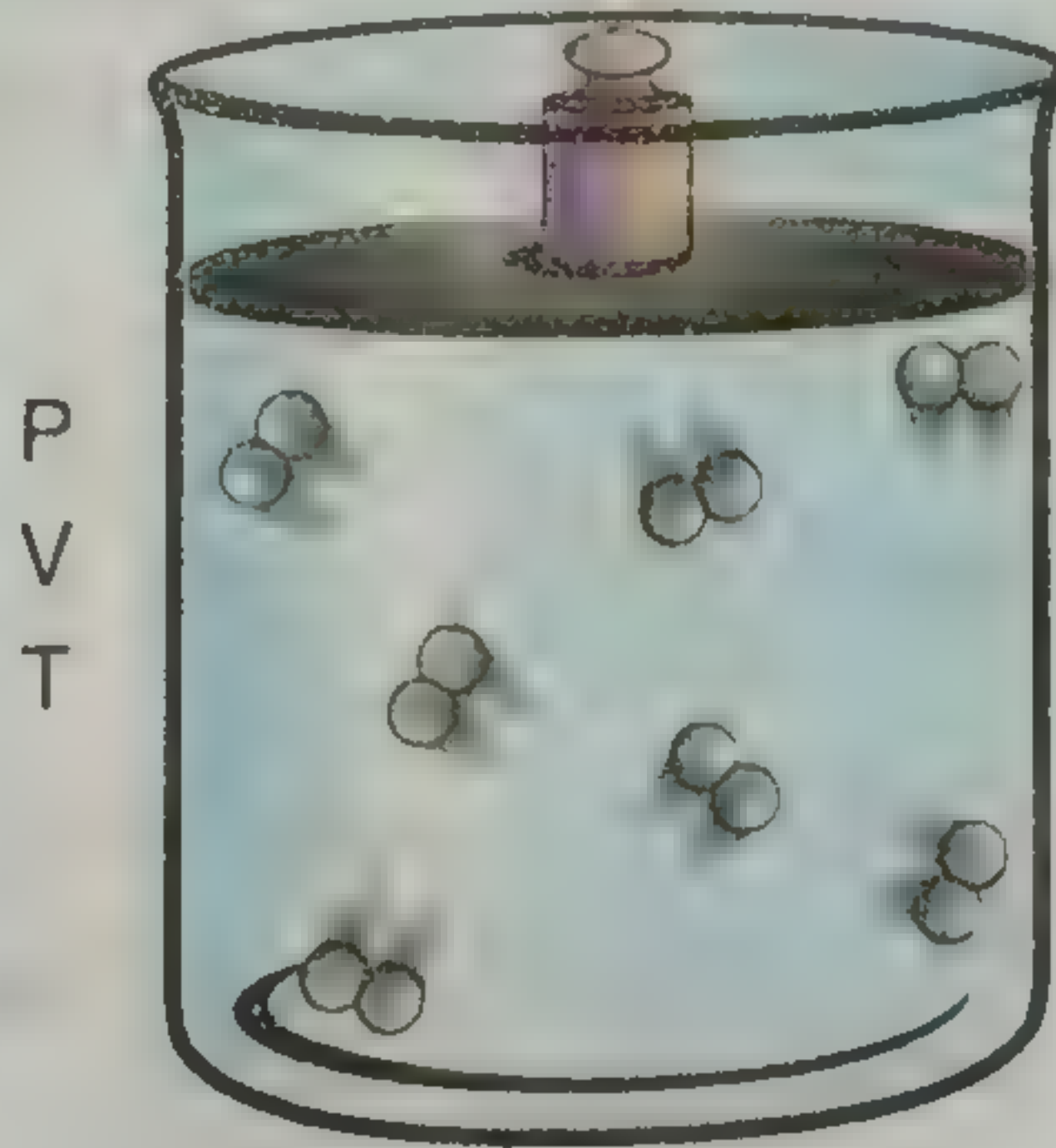
6. Mantendo-se a temperatura constante, o que acontece com a pressão de certa massa de gás quando seu volume passa de 15 L para 5 L?
7. Certa massa de gás, ocupando um volume de 40 L a -23°C , sofre uma transformação isobárica, passando a ocupar 60 L. Qual a nova temperatura?
8. Há certa massa de gás em um recipiente de 20 L, à pressão de 3 atm e temperatura de 27°C . Qual será o novo volume se a pressão for reduzida a 1 atm e a temperatura for elevada a 127°C ?
9. Reduza, às condições normais de temperatura e pressão, 20 L de gás metano medidos a 127°C e 1 520 mmHg.
10. Um botijão de 50 L contém certa massa de gás a 2 atm e 27°C . Foi aquecido a 127°C . Sabendo que ele suporta no máximo 2,5 atm, verifique, justificando, se esse aquecimento não implicará uma ruptura do botijão.
11. Certa massa de gás ocupa um volume V_1 à pressão P_1 e temperatura absoluta T_1 . Qual será o novo volume se a pressão inicial diminuir de $1/3$ e a temperatura absoluta inicial quadruplicar?

Princípio de Avogadro

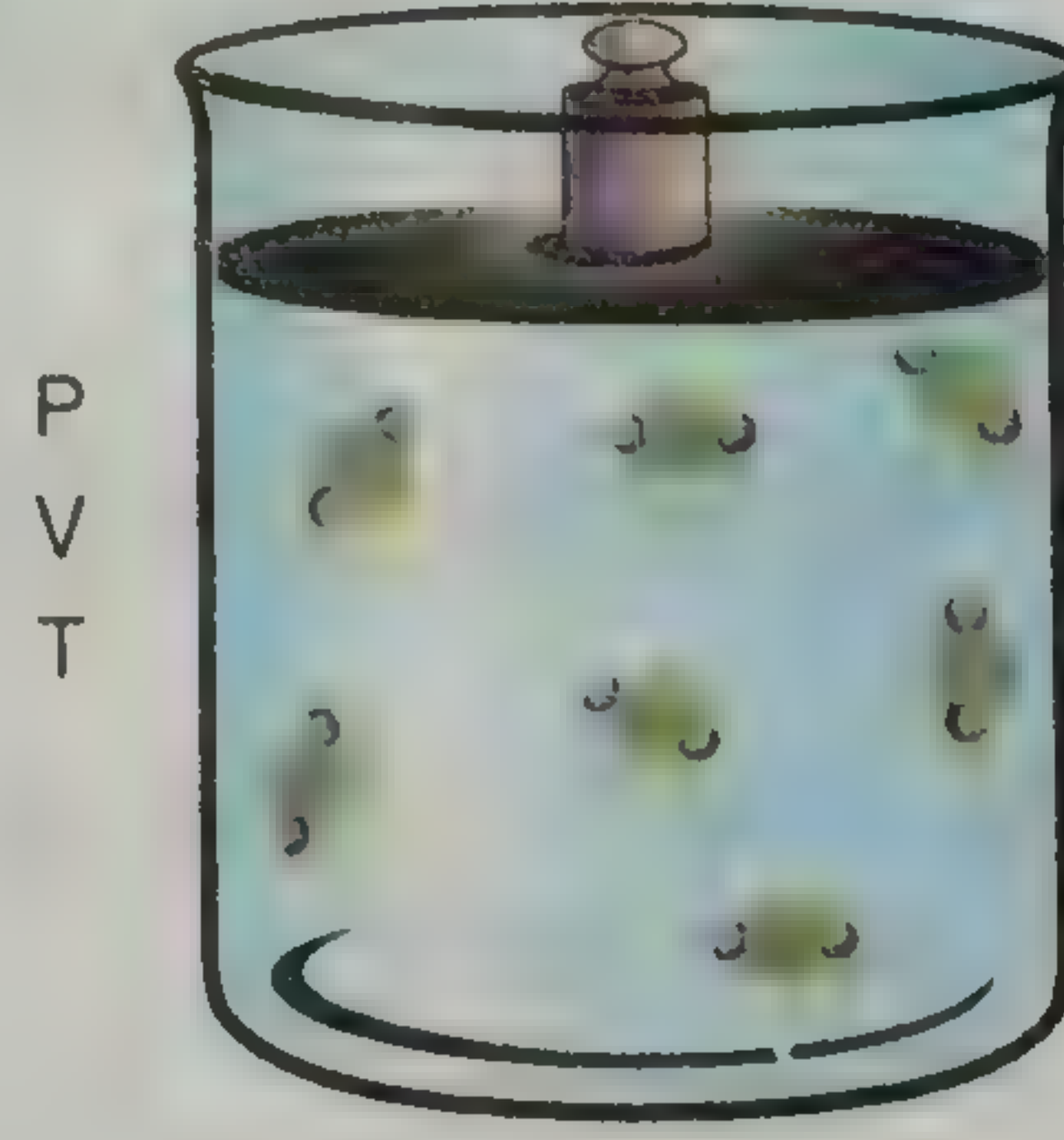
Nas mesmas condições de pressão e temperatura, volumes iguais de quaisquer gases encerram o mesmo número de moléculas.



gás nitrogênio



gás hidrogênio



gás carbônico

165

Volume molar de um gás

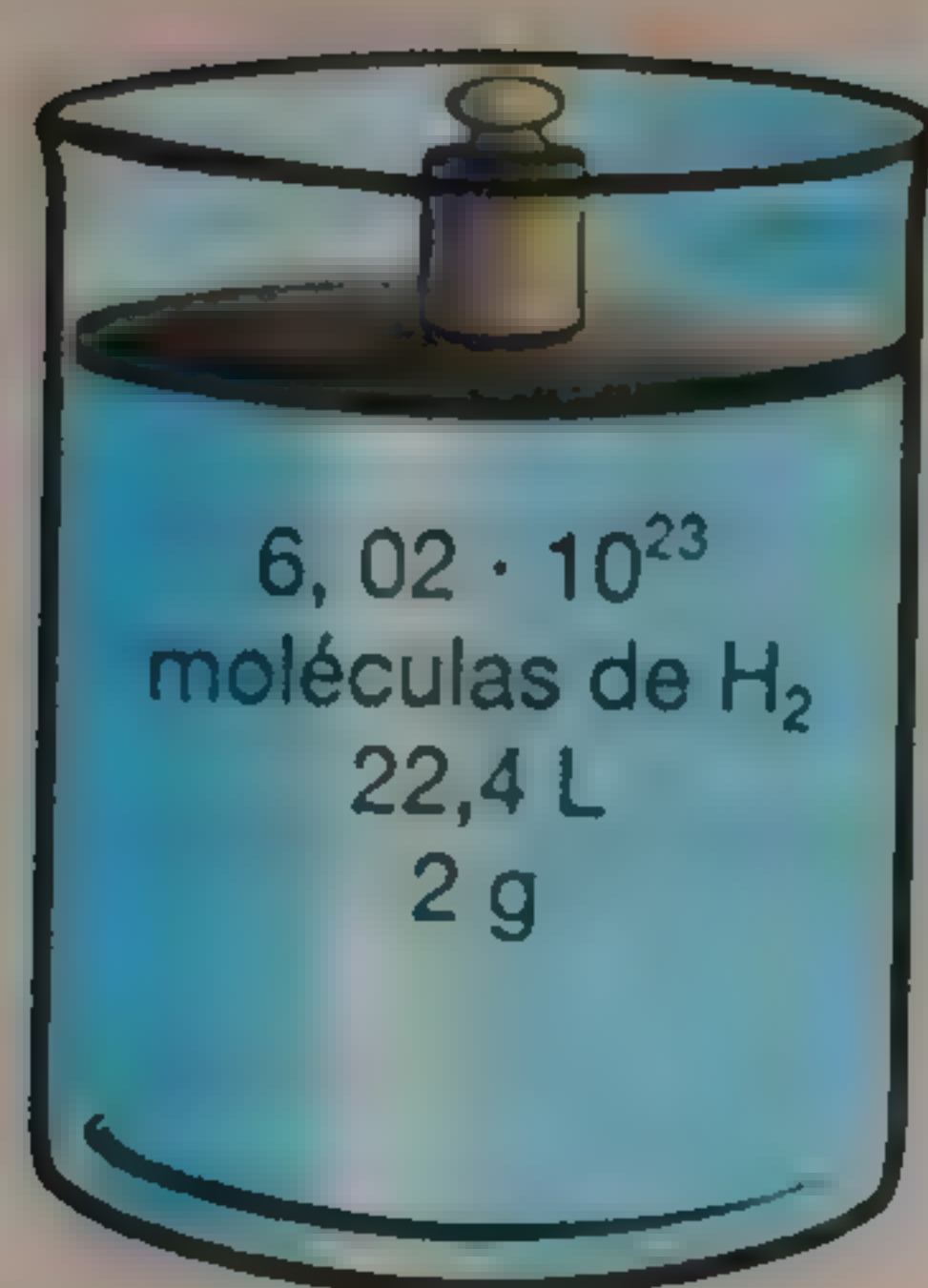
Como consequência do Princípio de Avogadro, um mesmo número de moléculas de qualquer gás, nas mesmas condições de pressão e temperatura, ocupa o mesmo volume.

Quando o número de moléculas é $6,02 \cdot 10^{23}$, o volume denomina-se *volume molar*.

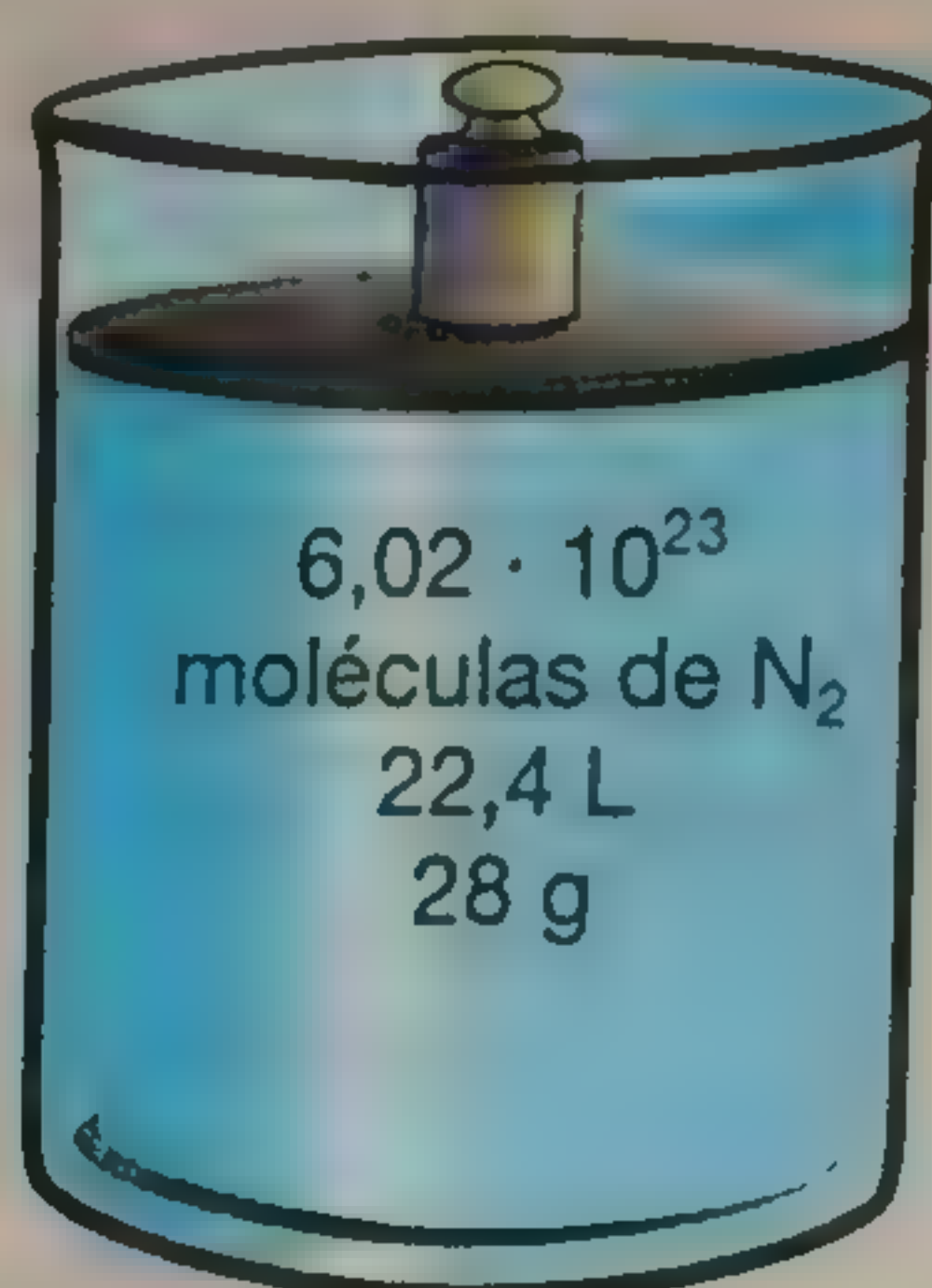
Volume molar é o volume que contém um mol de gás.

Assim, volume molar é o volume ocupado pela massa molar de qualquer gás. Nas condições normais de temperatura e pressão (CNTP), esse volume é de 22,4 L.

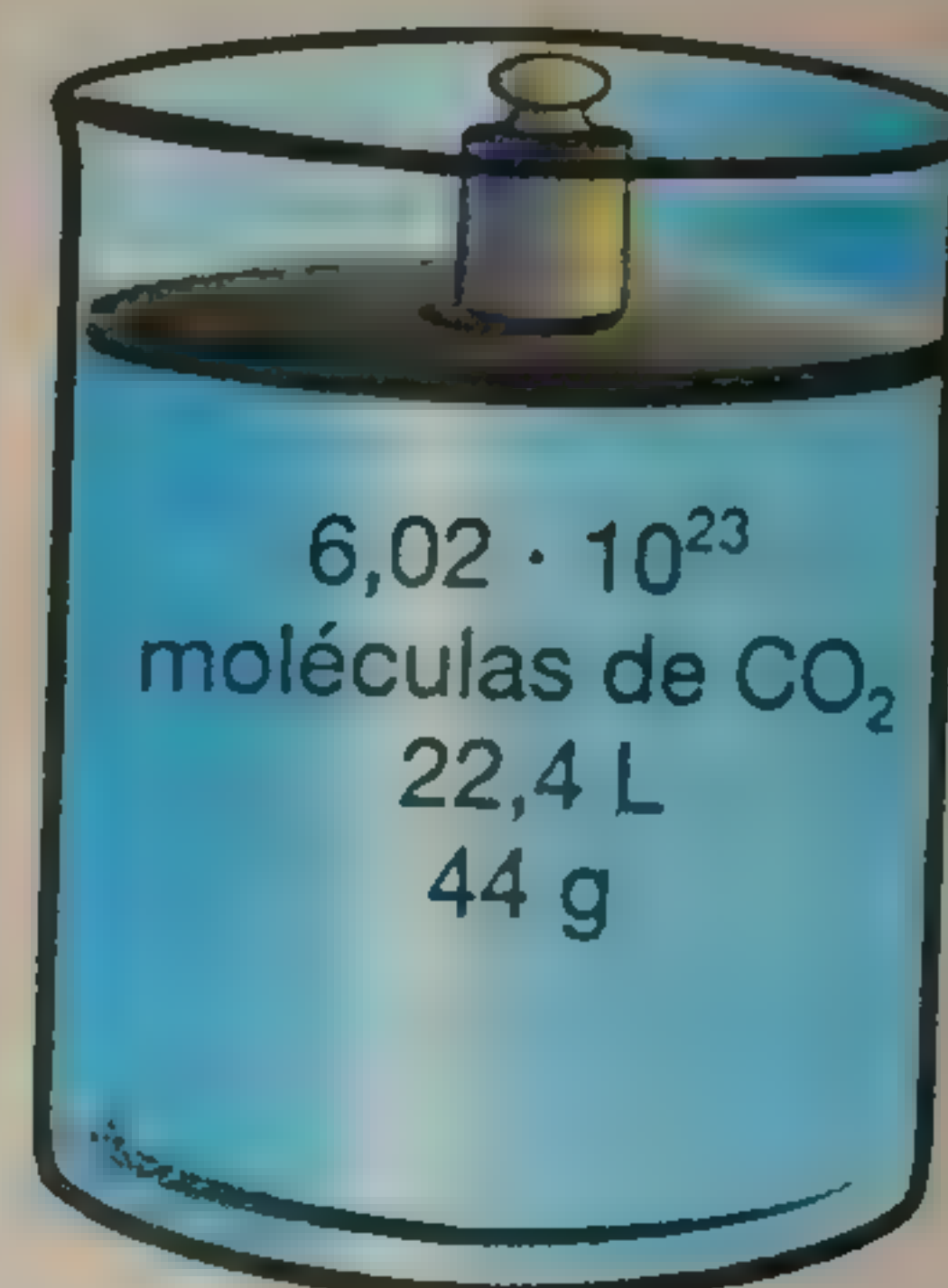
$$P = 1 \text{ atm}; T = 273 \text{ K}$$



Massa molar de H_2 .



Massa molar de N_2 .



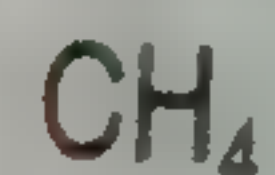
Massa molar de CO_2 .

EXERCÍCIO RESOLVIDO

Um recipiente contém 1,6 g de metano (CH_4) a uma dada pressão e temperatura. Qual será a massa de gás carbônico (CO_2) contida nesse recipiente nas mesmas condições?

Resolução

a) Cálculo da massa molar



$$\text{MM} = 12 + 1 \cdot 4 = 16$$

$$M = 16 \text{ g/mol}$$



$$\text{MM} = 12 + 2 \cdot 16 = 44$$

$$M = 44 \text{ g/mol}$$

b) Cálculo da massa

Pelo Princípio de Avogadro: $n_{\text{CH}_4} = n_{\text{CO}_2}$, em que n corresponde ao número de mol de moléculas do gás e pode ser calculado pela fórmula:

$$n = \frac{m_{\text{gás}}}{M_{\text{gás}}}$$

$$n_{\text{CH}_4} = n_{\text{CO}_2} \quad n = \frac{m_{\text{CH}_4}}{M_{\text{CH}_4}} = \frac{m_{\text{CO}_2}}{M_{\text{CO}_2}} = \frac{1,6 \text{ g}}{16 \text{ g}} = \frac{m_{\text{CO}_2}}{44 \text{ g}} \quad m_{\text{CO}_2} = 4,4 \text{ g}$$

Resposta

A massa é de 4,4 g.

EXERCÍCIOS

12. Qual o volume ocupado por $6,02 \cdot 10^{20}$ moléculas de oxigênio nas CNTP?
13. Sabendo que em determinadas condições de pressão e temperatura $3,01 \cdot 10^{20}$ moléculas de um gás ocupam $2 \cdot 10^{-2}$ L, qual será o volume molar nessas condições?
14. Qual a relação entre as massas de oxigênio (O_2) e de ozônio (O_3) contidas em recipientes iguais nas mesmas condições de pressão e temperatura?
15. Qual o número de mols e o de moléculas de monóxido de carbono (CO) contidos em 4,48 L nas CNTP?
16. Sabendo que em dadas condições de pressão e temperatura o volume molar é de 15 L, qual será o volume ocupado por $3,01 \cdot 10^{22}$ moléculas de CO_2 nessas condições?

Equação de Clapeyron

A transformação realizada com certa massa fixa de gás em que o volume, a pressão e a temperatura variam simultaneamente leva à conclusão de que:

$$\frac{PV}{T} = \text{constante}$$

Essa constante é igual ao produto nR , em que n é o número de mols de moléculas do gás e R é denominada constante universal dos gases perfeitos.

$$\frac{PV}{T} = nR \quad \text{ou} \quad PV = nRT$$

Sabendo que o número de mols de moléculas n pode ser calculado por $\frac{m}{M}$, deduzimos que:

$$PV = \frac{m}{M} RT$$

Valores da constante universal dos gases perfeitos (R)

Para P em atm $\{ R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$

Para P em mmHg $\{ R = 62,3 \text{ mmHg} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$

Esses valores foram determinados considerando-se um mol de moléculas de gás nas CNTP:

$$R = \frac{PV}{nT}$$

EXERCÍCIOS

17. Qual o volume ocupado por 0,1 mol de SO_2 a 27°C e 4 atm de pressão?
18. Qual a massa de CO_2 contida em um recipiente de 20 L à temperatura de 77°C e pressão de 600 mmHg?
19. Qual a pressão em um balão de 15 L contendo 2,8 g de CH_4 à temperatura de 273 K?
20. Qual o número de moléculas de CH_4 contidas em um balão de 10 L a 127°C e 4 atm de pressão?
21. (PUC-SP) A pressão exercida por $1,2 \cdot 10^{24}$ moléculas de nitrogênio confinadas em um recipiente de 6 L a 27°C é:
 - a) 0,82 atm
 - b) 2,0 atm
 - c) 4,1 atm
 - d) 8,2 atm
 - e) 20,0 atm

Densidade dos gases

Densidade absoluta

Lembrando que densidade é uma relação entre massa e volume, $d = \frac{m}{V}$, pode-se deduzir da equação de Clapeyron uma expressão para o cálculo da densidade de um gás em função da sua pressão, do seu volume e da sua temperatura absoluta.

$$PV = \frac{m}{M}RT \Rightarrow P = \frac{m}{VM}RT \Rightarrow P = \frac{dRT}{M}$$

$$d = \frac{PM}{RT}$$

Densidade relativa

A densidade de um gás A em relação à densidade de um gás B é assim calculada:

$$d_{A,B} = \frac{d_A}{d_B}$$

ou

$$d_{A,B} = \frac{M_B}{M_A}$$

A densidade relativa é adimensional, ou seja, não possui unidade.

Densidade de um gás em relação ao ar atmosférico

O ar atmosférico é uma mistura de composição variável, porém, para efeito de cálculo, admitem-no como sendo formado por 20% em volume de oxigênio e 80% em volume de nitrogênio, apresentando massa molar média igual a $28,9 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.

$$d_{A,ar} = \frac{M_A}{28,9}$$

EXERCÍCIOS

22. Calcule:

- a densidade absoluta do gás carbônico (CO_2) e do acetileno (C_2H_2) a 57°C e $1\,520 \text{ mmHg}$;
- a densidade do acetileno em relação ao gás carbônico.

23. (Unicamp-SP) Um balão meteorológico de cor escura no instante de seu lançamento contém 100 mols de gás hélio (He). Após ascender a uma altura de 15 km, a pressão do gás reduziu-se a 100 mmHg e a temperatura, devido à irradiação solar, aumentou para 77°C .

Constante dos gases ideais $R = 62 \text{ L mmHg} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$

Massa molar $\text{He} = 4 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$

Calcule, nessas condições:

- o volume do balão meteorológico;
- a densidade do He em seu interior.

24. (Unicamp-SP) Quando o magnésio metálico entra em contato com o ácido clorídrico (HCl), ocorre uma reação com liberação de um gás A. O mesmo ácido reage com carbonato de magnésio (MgCO_3) produzindo outro gás B. Uma bexiga cheia com o gás A, quando solta no ar, sobe; outra, cheia com o gás B, desce. (Observação: O termo "bexiga", conforme usado nessa questão, equivale a balão ou bola de aniversário em outras regiões do país.)

- Escreva as equações representativas dessas reações.
- Explique o comportamento das bexigas.

Mistura de gases

Considerando uma mistura de gases quaisquer, A, B e C, verifica-se que ela é sempre homogênea e comporta-se como se fosse um único gás.

As leis vistas anteriormente podem ser aplicadas à mistura, lembrando, entretanto, que o número de mols de moléculas da mistura de gases resultantes é obtido pela soma do número de mols de moléculas de todos os gases componentes:

$$n = n_A + n_B + n_C$$

A equação de Clapeyron para mistura gasosa resulta:

$$PV = (n_A + n_B + n_C) RT$$

Lei de Dalton das pressões parciais

Na mistura gasosa, cada gás comporta-se como se estivesse sozinho nas mesmas condições de volume e temperatura da mistura.

Chama-se *pressão parcial* de um gás A, componente de uma mistura gasosa, a pressão exercida pelo gás (p_A) no volume e na temperatura da mistura.

$$p_A V = n_A RT$$

Como a mistura contém as moléculas dos gases A, B e C, cada um exercendo sua pressão parcial, conclui-se que a pressão total da mistura é a soma das pressões parciais dos seus componentes:

Lei de Dalton:

$$P = p_A + p_B + p_C$$

EXERCÍCIO RESOLVIDO

(Unicamp-SP) 1,0 litro de nitrogênio líquido, $N_{2(l)}$, foi colocado em um recipiente de 30,0 litros, que foi imediatamente fechado. Após a evaporação do nitrogênio líquido, a temperatura do sistema era de 27 °C.

- a) Qual a massa de nitrogênio colocada no recipiente?
b) Qual a pressão final dentro do recipiente?

Considere que a pressão do ar originalmente presente no recipiente era de 1,0 atm.

Dados: densidade do $N_{2(l)}$ (a -197 °C) = 0,81 g/cm³
massa molar do N_2 = 28 g/mol
 $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} / \text{K} \cdot \text{mol}$

Resolução

- a) Cálculo da massa de nitrogênio

$$V = 1 \text{ L ou } V = 1\,000 \text{ cm}^3$$

$$d = 0,81 \text{ g/cm}^3$$

$$d = \frac{m}{V}$$

$$0,81 \text{ g/cm}^3 = \frac{m}{1\,000 \text{ cm}^3} \quad m = 810 \text{ g}$$

b) Cálculo da pressão final

A pressão final (P_t) é obtida considerando-se a pressão parcial do nitrogênio mais a pressão parcial do ar contido no recipiente.

$$P_{N_2} V = n_{N_2} RT$$

$$P_{N_2} = \frac{n_{N_2} RT}{V}$$

$$n_{N_2} = \frac{810}{28} = 28,9$$

$$P_{N_2} = \frac{28,9 \cdot 0,082 \cdot 300}{30} = 23,7$$

$$P_{N_2} = 23,7 \text{ atm}$$

$$P_t = p_{ar} + p_{N_2} = 1 + 23,7 = 24,7$$

$$P_t = 24,7 \text{ atm}$$

Resposta

A massa de nitrogênio é de 810 gramas e a pressão final no recipiente é de 24,7 atm.

EXERCÍCIOS

25. Um recipiente com 10 litros de capacidade contém 3,2 g de oxigênio e uma dada massa de gás carbônico (CO_2) à temperatura de $127^\circ C$ e pressão de 0,82 atm. Calcule:
 - a) a massa de CO_2 contida no recipiente;
 - b) as pressões parciais dos componentes da mistura gasosa.
26. (Faap-SP) Um recipiente fechado contém uma mistura constituída por 8 g de oxigênio e 1 g de hidrogênio a 0,82 atm e $27^\circ C$. Determine:
 - a) o volume do recipiente;
 - b) as pressões parciais dos componentes da mistura.
27. Em um balão de 20 L, mantido a $27^\circ C$, há cerca de 3 g de hidrogênio e 16 g de oxigênio. Pedem-se:
 - a) pressão total;
 - b) pressão parcial do hidrogênio;
 - c) pressão parcial do oxigênio.



Cálculos químicos: leis ponderais e volumétricas

Numa reação, sempre há modificações qualitativas e quantitativas. As substâncias envolvidas participam dessas transformações sempre numa proporção constante de massas, número de mols e volumes.

As leis que permitem estabelecer essa proporção são chamadas leis ponderais e volumétricas.

Lavoisier foi um dos pioneiros nesse campo de investigação. Proust, responsável pela elaboração da Lei das Proporções Definidas, contribuiu para a confirmação da Teoria Atômica de Dalton e é considerado um dos precursores da Química Analítica.

Gay-Lussac foi um dos maiores estudiosos do comportamento da matéria no estado gasoso.

Um material qualquer pode ter sua composição conhecida por intermédio de estudos qualitativos e quantitativos. Primeiramente realiza-se a análise imediata empregando-se os métodos de separação de misturas. Em seguida, procura-se por meio de reações químicas identificar as substâncias. Após sua identificação, determinam-se as quantidades, verifica-se a proporção das espécies presentes e calcula-se a fórmula.

Leis ponderais das reações químicas

São leis que relacionam as quantidades em massa de reagentes e produtos que participam de uma transformação química.

Lei de Lavoisier ou Lei da Conservação das Massas

Numa transformação química, o número de átomos de cada elemento é o mesmo antes e depois da reação.

Num sistema fechado, a soma das massas dos reagentes é igual à soma das massas dos produtos obtidos.

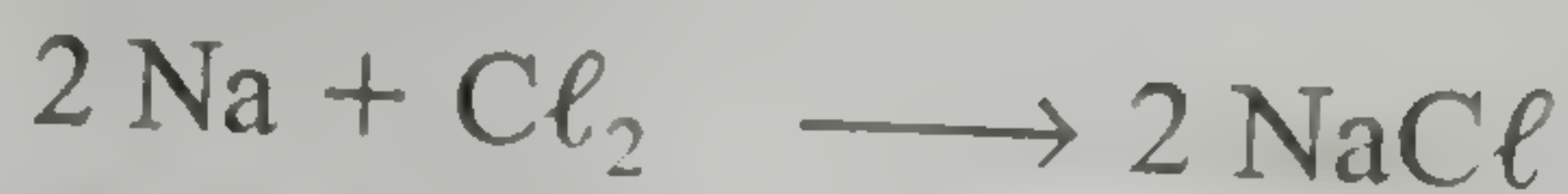
Essa lei é popularmente conhecida pelo enunciado: na natureza, nada se cria, nada se perde, tudo se transforma.

A lei de Lavoisier pode ser verificada na reação de sódio metálico (Na) com cloro gasoso (Cl_2).

Colocando-se 5 g de sódio na presença de 7,1 g de cloro, observa-se a formação de 11,7 g de cloreto de sódio e 0,4 g de sódio que não reagiu.

A massa de sódio que participou da reação é igual a 4,6 g. Assim, a soma das massas dos reagentes é 11,7 g, sendo, portanto, igual à massa do cloreto de sódio produzido na reação.

Essa transformação é representada pela equação:



Massas que participam da reação: $4,6 \text{ g} + 7,1 \text{ g} \longrightarrow 11,7 \text{ g}$

Comprovação da Lei de Lavoisier: $4,6 \text{ g} + 7,1 \text{ g} = 11,7 \text{ g}$

Lei de Proust ou Lei das Proporções Fixas

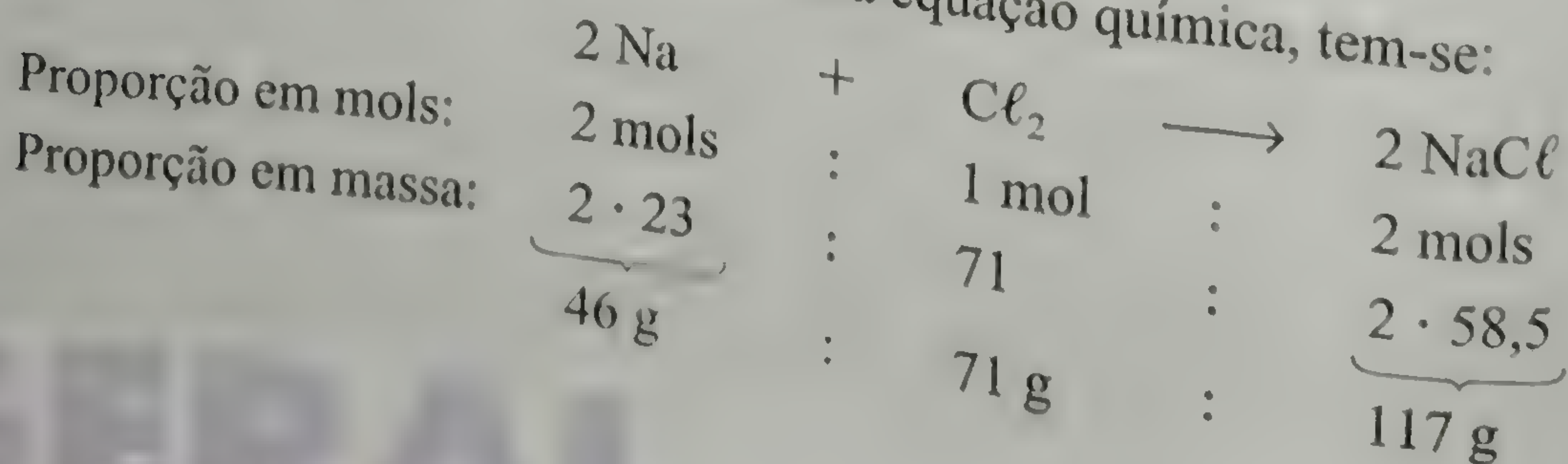
As massas de substâncias reagentes e as massas de substâncias produzidas numa reação química obedecem a uma proporção fixa.

Assim, o cloreto de sódio, qualquer que seja sua procedência, é sempre constituído pelos elementos sódio e cloro na mesma proporção.

Para obter 11,7 g do sal, foi necessário reagir 4,6 g de sódio com 7,1 g de cloro. Assim, a proporção em massa de sódio e cloro no composto será de:

$$4,6 \text{ g} : 7,1 \text{ g} \text{ ou } \frac{\text{massa de sódio}}{\text{massa de cloro}} = \frac{4,6}{7,1}$$

Interpretando essa lei por meio de uma equação química, tem-se:



EXERCÍCIOS RESOLVIDOS

1. Numa lâmpada de *flash*, verificou-se que 6 g de magnésio reagiram com certa quantidade de oxigênio, resultando 10 g de óxido de magnésio. Pede-se:

- a) a massa de oxigênio consumida;
- b) a massa de magnésio necessária à obtenção de 60 g de óxido de magnésio.

Resolução

- a) Cálculo da massa de oxigênio

Pela Lei de Lavoisier, sabemos que a soma das massas de magnésio e de oxigênio é igual à massa de óxido formado:

$$m_{\text{Mg}} + m_{\text{O}_2} = m_{\text{MgO}}$$

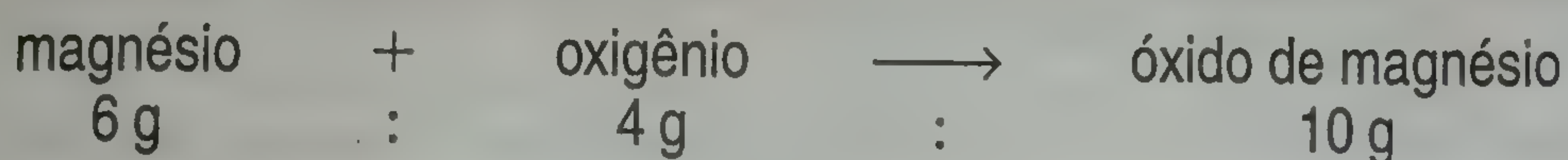
$$6 + m_{\text{O}_2} = 10$$

$$m_{\text{O}_2} = 10 - 6 = 4$$

$$m_{\text{O}_2} = 4 \text{ g}$$

- b) Cálculo da massa de magnésio

Os dados do item a permitem estabelecer a proporção característica para essa reação:



Para calcular a massa de magnésio necessária à obtenção de 60 g de óxido de magnésio, utiliza-se a proporção entre:

magnésio óxido de magnésio

$$\left\{ \begin{array}{l} 6 \text{ g} \text{ ————— } 10 \text{ g} \\ x \text{ ————— } 60 \text{ g} \end{array} \right.$$

$$x = \frac{6 \cdot 60}{10} = 36$$

Resposta

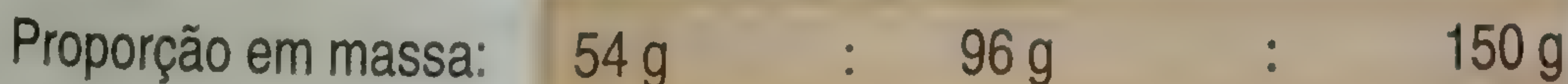
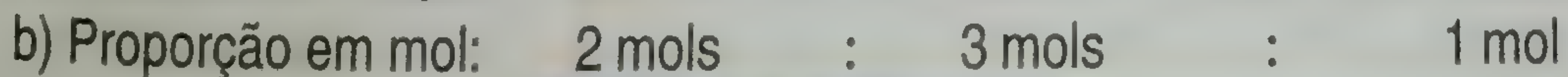
- A massa de oxigênio é igual a 4 g.
- A massa de magnésio é 36 g.

175

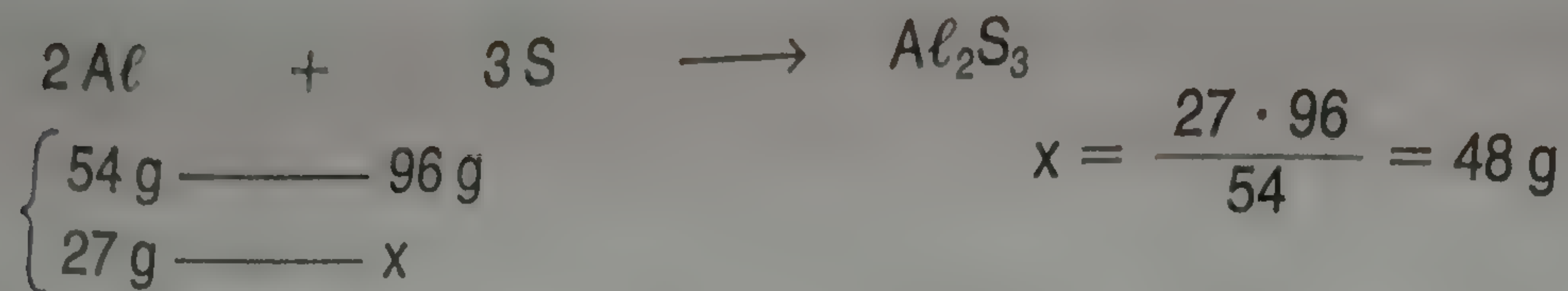
2. Na síntese do sulfeto de alumínio foram empregados 27 g de Al e 70 g de S. Pede-se:

- a) a equação da reação;
- b) a proporção em massa das substâncias participantes;
- c) a massa do reagente em excesso, se houver;
- d) a massa de sulfeto de alumínio obtida.

Resolução



- c) As quantidades dos reagentes (fornecidas pelo enunciado em termos de massa) devem estar na mesma proporção dos valores encontrados no item b. Se isso não acontecer, o que estiver numa proporção maior estará em excesso.



Para reagir totalmente com 27 g de Al, são necessários 48 g de S. Logo, temos excesso de: $70 - 48 = 22$, isto é, a massa de enxofre (S) em excesso é de 22 g.

d) Pela Lei de Lavoisier, a massa do produto obtido, Al_2S_3 , será:

$$27 + 48 = 75$$

Resposta

- a) $2 \text{Al} + 3 \text{S} \longrightarrow \text{Al}_2\text{S}_3$
- b) $54 \text{ g} : 96 \text{ g} : 150 \text{ g}$
- c) Excesso de 22 g de S.
- d) A massa de Al_2S_3 é 75 g.

EXERCÍCIOS

1. Faz-se uma mistura de 30 g de mercúrio com 3,2 g de enxofre. Tritura-se muito bem, ocorrendo formação de sulfeto de mercúrio II. Pedem-se:

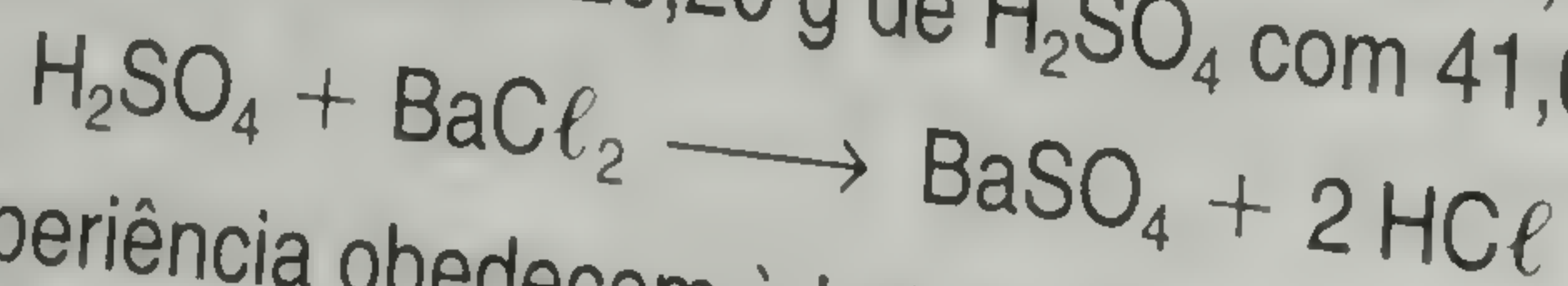
- a) a equação da reação;
- b) a proporção em massa das substâncias na reação;
- c) a massa do componente em excesso, se houver;
- d) a massa do produto obtido.

Dados de massas atômicas: $\text{Hg} = 200$; $\text{S} = 32$.

2. 28 g de ferro são aquecidos com 16 g de enxofre numa reação completa que forma o sulfeto ferroso. Pede-se:

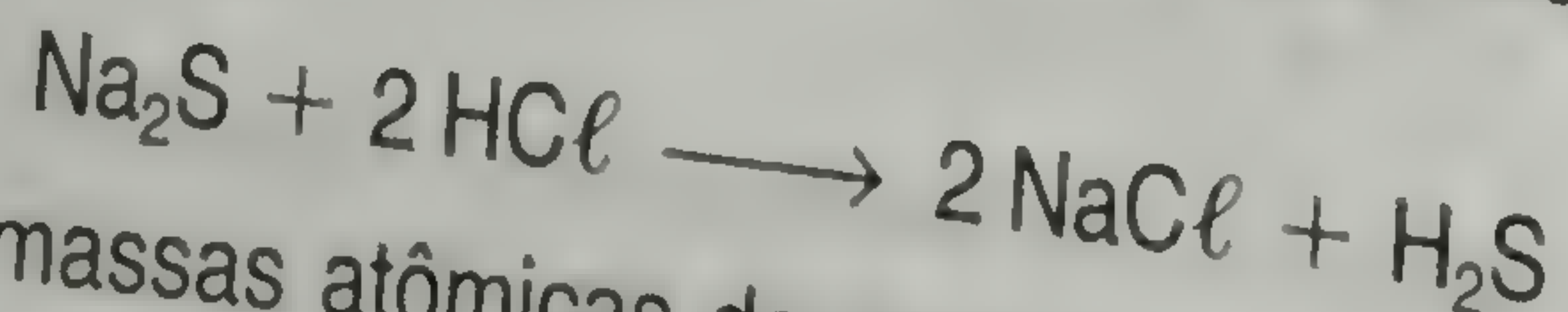
- a) a proporção em massa de cada substância na reação;
- b) a massa de produto formado.

3. Reagiu-se ácido sulfúrico e cloreto de bário segundo a reação abaixo. Na 1ª experiência, utilizou-se 4,90 g de H_2SO_4 e 10,40 g de BaCl_2 obtendo-se 3,65 g de HCl e 11,65 g de BaSO_4 . Na 2ª experiência, reagiu-se 20,20 g de H_2SO_4 com 41,60 g de BaCl_2 :



- a) Os dados da 1ª experiência obedecem à Lei de Lavoisier?
- b) Na 2ª experiência há excesso? Em caso positivo, de qual substância e de quanto?

4. Em várias experiências, colocou-se sulfeto de sódio para reagir com ácido clorídrico de acordo com a reação:



Sendo conhecidas as massas atômicas de cada elemento presente na reação, pede-se completar a tabela a seguir.

PROPORÇÃO EM MASSA NA REAÇÃO	SULFETO DE SÓDIO	ÁCIDO CLORÍDRICO	CLORITO DE SÓDIO	ÁCIDO SULFÍDRICO	EXCESSO
1ª experiência	39,0 g		58,5 g	17,0 g	
2ª experiência	7,8 g	10,0 g		3,4 g	
3ª experiência	10,0 g	7,3 g	11,7 g		

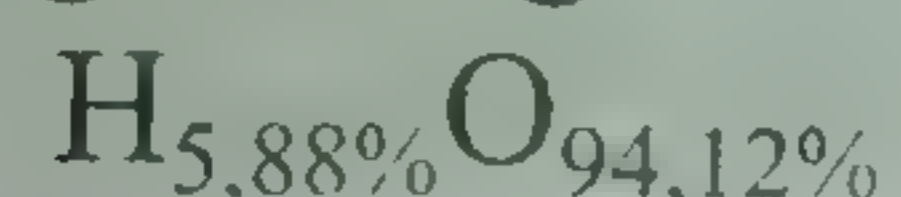
5. (Fuvest-SP) O prego que enferruja e o palito de fósforo que queima são exemplos de oxidações. No primeiro caso, há aumento de massa de sólido e, no outro, há uma diminuição. Esses fatos contrariam a Lei da Conservação das Massas? Explique sua resposta para cada um dos fatos citados.

Cálculo da fórmula percentual ou centesimal

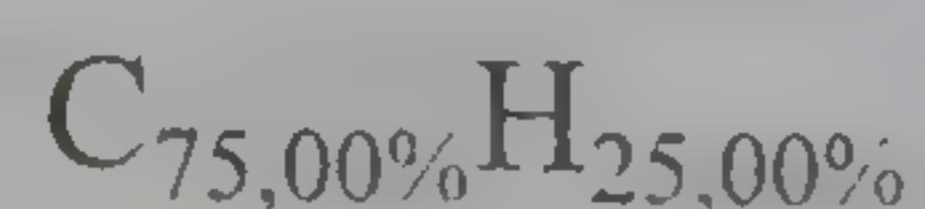
A fórmula percentual das substâncias indica a massa de cada elemento presente em 100 g da substância, ou seja, é a porcentagem em massa de cada elemento. Na realidade, a fórmula percentual é uma aplicação da Lei de Proust.

Exemplos:

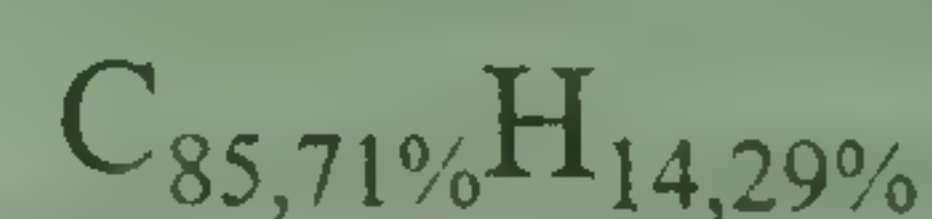
água oxigenada



metano



eteno



Quando se diz que a fórmula centesimal da água é $\text{H}_{11,11\%}\text{O}_{88,89\%}$, significa que em cada 100 g de água há 11,11 g de hidrogênio e 88,89 g de oxigênio.

A fórmula percentual ou centesimal pode ser calculada a partir da análise elementar ou da massa molar.

Cálculo a partir da análise elementar

Vamos, por exemplo, determinar a fórmula percentual de um óxido de enxofre sabendo que uma amostra de 16,00 g da substância contém 6,40 g de enxofre e 9,60 g de oxigênio.

Dados: S = 32 u ; O = 16 u

Calculamos a porcentagem de cada elemento na substância, ou seja, a massa de cada elemento contida em 100 g da substância.

- Para o enxofre:

Substância Elemento químico

$$\begin{cases} 16,00 \text{ g} & \text{—————} & 6,40 \text{ g} \\ 100 \text{ g} & \text{—————} & x \end{cases}$$

$$x = \frac{100 \cdot 6,40}{16,00} = 40,00 \quad x = 40,00\% \text{ de S}$$

- Para o oxigênio:

Substância	Elemento químico
------------	------------------

16,00 g	_____ 9,60 g
100 g	_____ y

$$y = \frac{100 \cdot 9,60}{16,00} = 60,00 \quad y = 60,00\% \text{ de O}$$

A fórmula percentual é $S_{40,00\%}O_{60,00\%}$.

Cálculo a partir da massa molar

Vamos, a título de exemplo, calcular a fórmula centesimal da sacarose ($C_{12}H_{22}O_{11}$).

Dados: C = 12 u; H = 1 u; O = 16 u

- a) Cálculo da massa molecular e da massa molar.

$$MM = 12 \cdot 12 + 22 \cdot 1 + 11 \cdot 16 = 342 \text{ u}$$

$$M = 342 \text{ g/mol}$$

- b) Cálculo da fórmula centesimal a partir da porcentagem em massa de cada elemento químico na substância.

- Para o carbono

Substância	Elemento químico
------------	------------------

342 g	_____ $12 \cdot 12 \text{ g}$
100 g	_____ x

$$x = \frac{100 \cdot 12 \cdot 12}{342} = 42,11$$

$$x = 42,11\% \text{ de C}$$

- Para o hidrogênio

Substância	Elemento químico
------------	------------------

342 g	_____ $22 \cdot 1 \text{ g}$
100 g	_____ y

$$y = \frac{100 \cdot 22 \cdot 1}{342} = 6,43$$

$$y = 6,43\% \text{ de H}$$

- Para o oxigênio

Substância Elemento químico

$$\begin{cases} 342 \text{ g} & \text{---} & 11 \cdot 16 \text{ g} \\ 100 \text{ g} & \text{---} & z \end{cases}$$

$$z = \frac{100 \cdot 11 \cdot 16}{342} = 51,46 \quad z = 51,46\% \text{ de O}$$

A fórmula centesimal é $C_{42,11\%}H_{6,43\%}O_{51,46\%}$, ou, na sacarose, a composição centesimal é: 42,11% de C, 6,43% de H e 51,46% de O.

sacarose ($C_{12}H_{22}O_{11}$)

EXERCÍCIOS

- Calcule a fórmula centesimal do ácido fosfórico (H_3PO_4).
Dados: H = 1 u; P = 31 u; O = 16 u
- Calcule a fórmula percentual de uma substância que contém apenas os elementos químicos carbono, hidrogênio e oxigênio sabendo que uma amostra de 20,0 g apresenta 10,4 g de carbono e 2,6 g de hidrogênio.
- A análise de uma amostra de um óxido de carbono apresentou 0,3 g de carbono e 0,8 g de oxigênio. A fórmula centesimal desse óxido é:
 - $C_{42,85\%}O_{57,14\%}$
 - $C_{60,00\%}O_{40,00\%}$
 - $C_{27,27\%}O_{72,72\%}$
 - $C_{54,54\%}O_{45,46\%}$

m massa de cá

Lei Volumétrica de Gay-Lussac

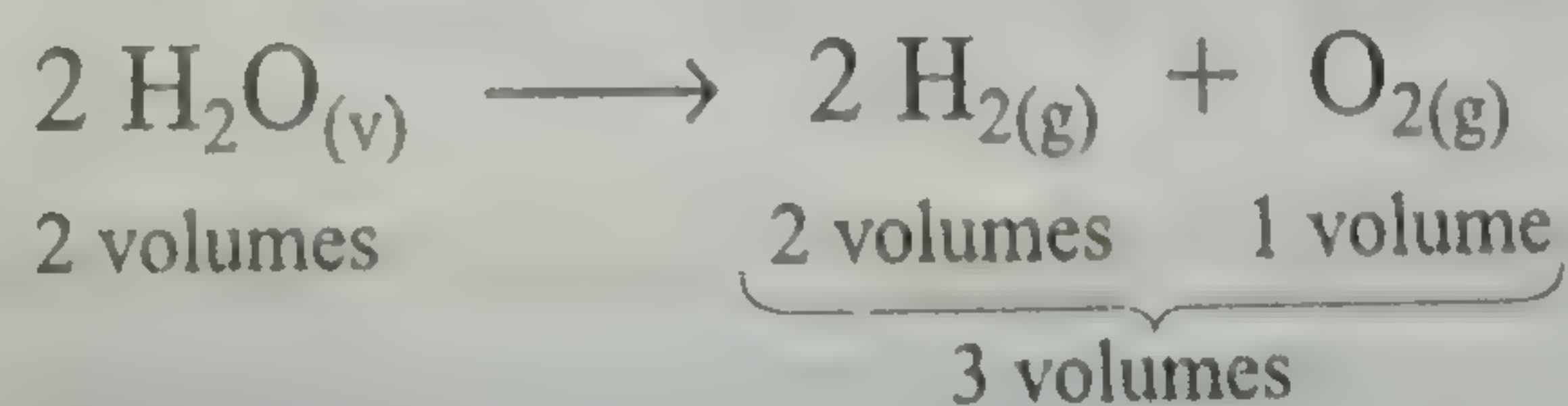
179

Os volumes dos gases envolvidos numa reação química nas mesmas condições de temperatura e pressão formam uma proporção fixa de números inteiros, em geral pequenos.

Para uma reação entre gases, nem sempre a soma dos volumes dos reagentes é igual à soma dos volumes dos produtos.

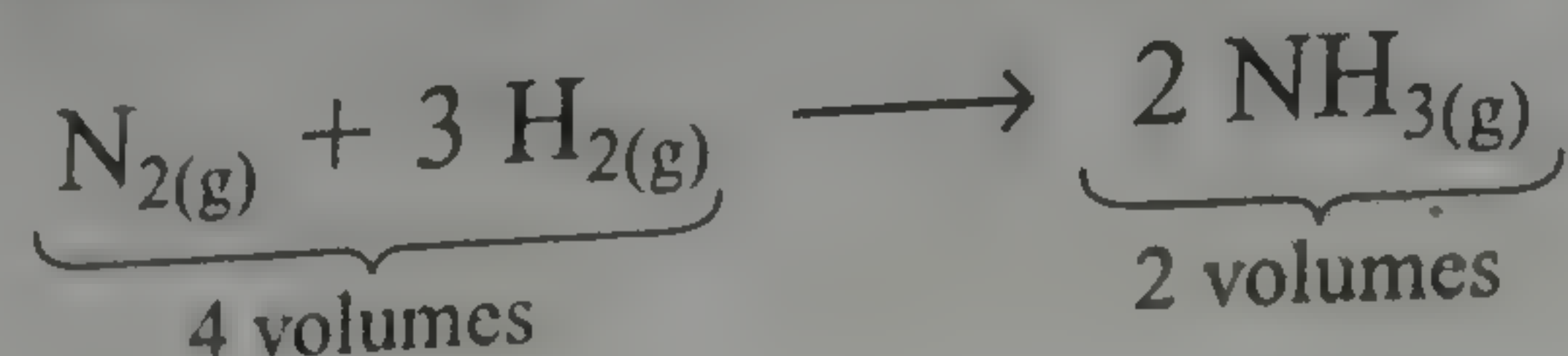
Nas transformações, podem ocorrer conservação, expansão ou contração do volume.

Na decomposição térmica da água, por exemplo, teremos uma expansão do volume:



Proporção em volume 2 V : 2 V : 1 V

Na síntese do amoníaco, verificamos que 4 volumes de reagentes produzem apenas 2 volumes de produtos, havendo, portanto, contração do volume:



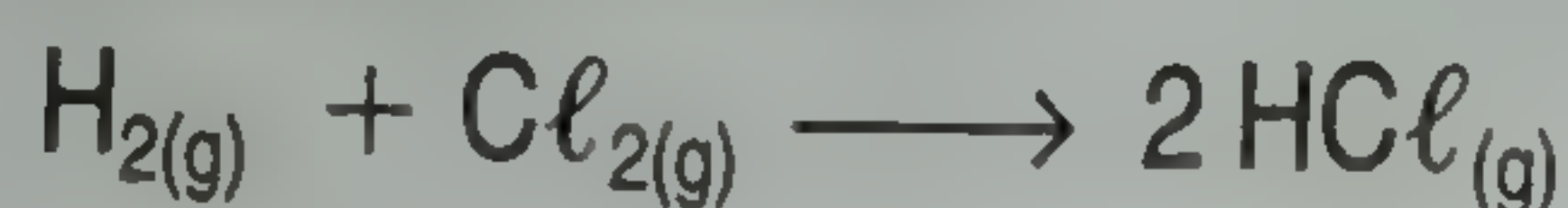
EXERCÍCIO RESOLVIDO

Em uma experiência realizada em condições de temperatura e pressão constantes, utilizaram-se 235 cm³ de hidrogênio e 235 cm³ de cloro obtendo-se 470 cm³ de gás clorídrico. Pedem-se:

- equação da reação;
- proporção em volume de reagentes e produtos.

Resolução

- Equação da reação



- Proporção em volume

Para o cálculo dessa proporção, dividem-se os volumes dados pelo menor valor de volume.

Para o hidrogênio:

$$\frac{235 \text{ cm}^3}{235 \text{ cm}^3} = 1$$

Para o cloro:

$$\frac{235 \text{ cm}^3}{235 \text{ cm}^3} = 1$$

Para o gás clorídrico

$$\frac{470 \text{ cm}^3}{235 \text{ cm}^3} = 2$$

Portanto, a proporção em volume é 1 : 1 : 2.

Resposta

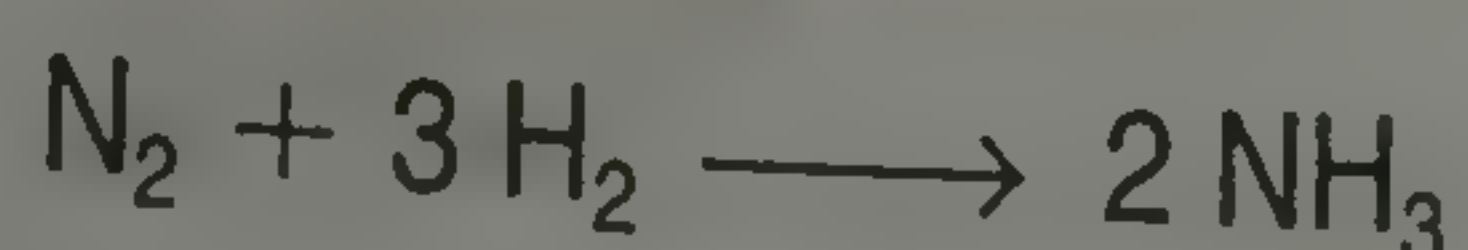
- $\text{H}_{2(\text{g})} + \text{Cl}_{2(\text{g})} \longrightarrow 2 \text{HCl}_{(\text{g})}$
- Proporção em volume 1 : 1 : 2.

180

EXERCÍCIOS

- Considerando a reação em que o ozônio se transforma em gás oxigênio, pedem-se:
 - a equação da reação;
 - a proporção em número de mols das substâncias presentes na reação;
 - a proporção em volume das substâncias gasosas envolvidas;
 - a proporção em massa de reagentes e produtos.
- (Fuvest-SP) Quando 2 L de ozônio são transformados em oxigênio comum (O₂), ambos medidos nas mesmas condições de temperatura e pressão, obtêm-se:
 - 1,2 L de O₂
 - 1,5 L de O₂
 - 2,0 L de O₂
 - 2,5 L de O₂
 - 3,0 L de O₂

11. (Vunesp-SP) Considere a reação em fase gasosa:



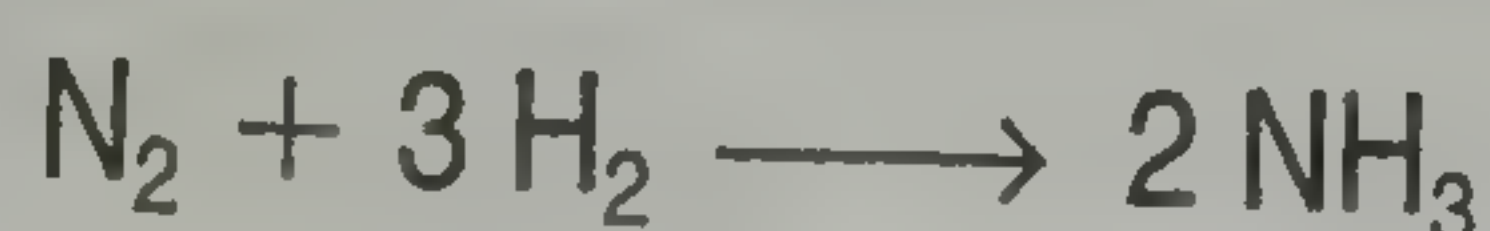
Reagindo 4 litros de N_2 com 9 litros de H_2 , em condições de pressão e temperatura constantes, pode-se afirmar que:

- a) os reagentes estão em quantidades estequiométricas.
- b) o N_2 está em excesso.
- c) após o término da reação, os reagentes serão totalmente convertidos em amônia.
- d) a reação processa-se com aumento do volume total.
- e) após o término da reação, serão formados 8 litros de NH_3 .

12. (URRN) Quantos litros de ar são necessários para transformar 100 litros de CO em CO_2 ? Considere que os reagentes estão sob as mesmas condições de pressão e temperatura e que a porcentagem em volume do oxigênio no ar é de 20%.

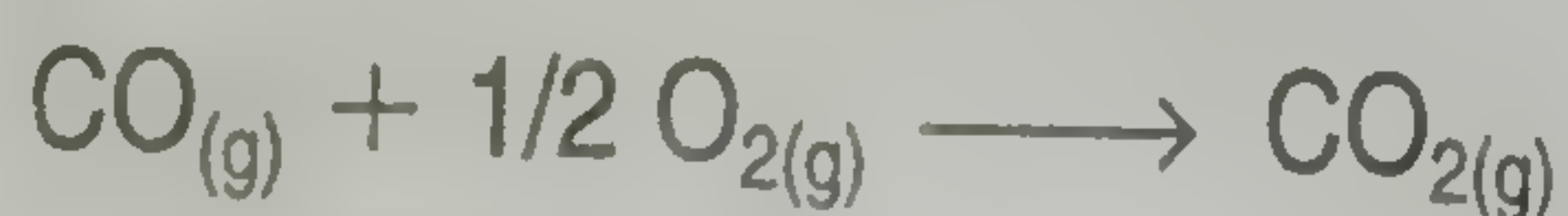
- a) 150 litros
- b) 200 litros
- c) 250 litros
- d) 300 litros
- e) 350 litros

13. (PUC-PR) Aplicando a Lei de Gay-Lussac, das combinações em volume, qual a contração em volume experimentada pela reação abaixo, mantendo-se constantes as condições de pressão e temperatura para os reagentes e produtos, todos gasosos?



- a) 100%
- b) 60%
- c) 50%
- d) 30%
- e) 20%

14. (FCC-BA) Comparando reagentes e produto da reação:



pode-se dizer que apresentam igual:

- I – número de átomos
- II – número de moléculas
- III – massa

Dessas afirmações, apenas:

- a) I é correta.
- b) II é correta.
- c) III é correta.
- d) I e II são corretas.
- e) I e III são corretas.

15. (UFSE) Em uma experiência, verificou-se que a decomposição de 2 ℓ do composto AsCl_x gasoso produziu As sólido e 3 ℓ de Cl_2 gasoso. Qual o valor de x ? (Dado: os volumes gasosos foram medidos nas mesmas condições de P e T.)

- a) 1
- b) 2
- c) 3
- d) 4
- e) 5

NASA, STS, Chris Patten



182

Processos estequiométricos contribuíram para a identificação do solo lunar

13

Cálculos químicos: estequiometria

Para a obtenção de uma substância química, é importante ter conhecimento sobre o grau de pureza da matéria-prima, o rendimento do processo e a relação entre as massas e os volumes das substâncias. Em escala industrial, ganha importância a relação custo/benefício, isto é, a quantidade e o custo dos reagentes em comparação com a quantidade e com o custo das substâncias obtidas (produtos). Deve-se ter o cuidado de não utilizar reagentes em excesso, o que implica prejuízo.

Essas informações permitem dimensionar os equipamentos empregados e avaliar a rentabilidade do processo.

O estudo das reações de todas as etapas do processo de obtenção de materiais envolve cálculos de quantidades de substâncias participantes. Esses cálculos são chamados cálculos estequiométricos. São pré-requisitos para o estudo da estequiometria de um processo o conhecimento da reação química envolvida, o seu balanceamento, o uso do conceito de mol e o relacionamento entre as quantidades de substâncias.

Os cálculos estequiométricos estão baseados nas leis ponderais das reações químicas.

Deve-se, inicialmente, escrever a reação química, obtendo-se os números de mols de cada substância participante da reação.

Em uma equação química essas relações podem estar representadas das seguintes formas:

$\text{N}_2 + 3 \text{H}_2 \longrightarrow 2 \text{NH}_3$			
1 mol	3 mols	2 mols	(proporção em mol)
1 · 28 g	3 · 2 g	2 · 17 g	(proporção em massa)
1 · $6,02 \cdot 10^{23}$ moléculas	3 · $6,02 \cdot 10^{23}$ moléculas	2 · $6,02 \cdot 10^{23}$ moléculas	(proporção em moléculas)
1 V	3 V	2 V	(proporção em volume)

Podem-se relacionar grandezas diferentes, desde que para a mesma substância seja usada a mesma grandeza.

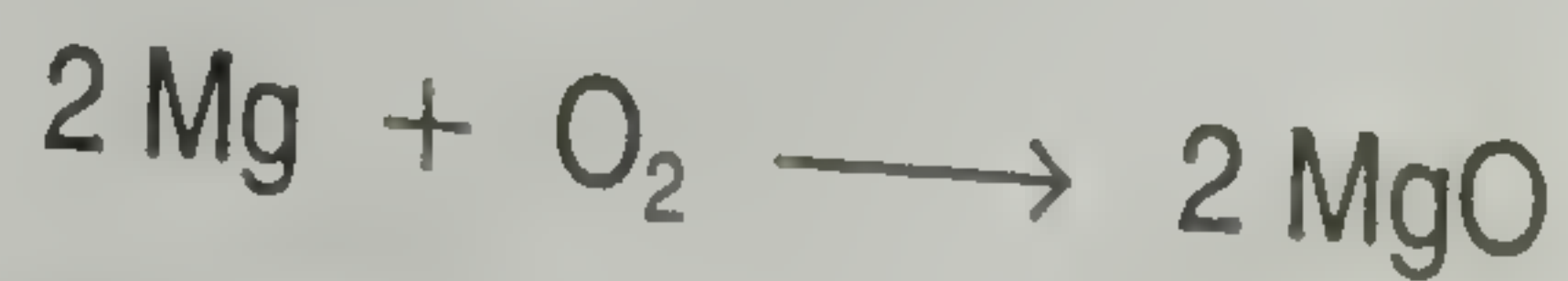
Na relação entre volumes, estes devem ser medidos nas mesmas condições de pressão e temperatura, lembrando que nas CNTP o volume molar é igual a 22,4 L.

EXERCÍCIOS RESOLVIDOS

1. Na queima do magnésio presente numa lâmpada de *flash*, obtiveram-se 4 g de óxido de magnésio. Determinar a massa de magnésio contido na lâmpada.

Resolução

Equação da reação:



• Grandezas relacionadas:

massa

massa

• Da equação resulta:

2 mols

2 mols

2 · 24 g

2 · 40 g

• Proporção em massa:

$$\begin{cases} 48 \text{ g} & \text{---} & 80 \text{ g} \\ x & \text{---} & 4 \text{ g} \end{cases}$$

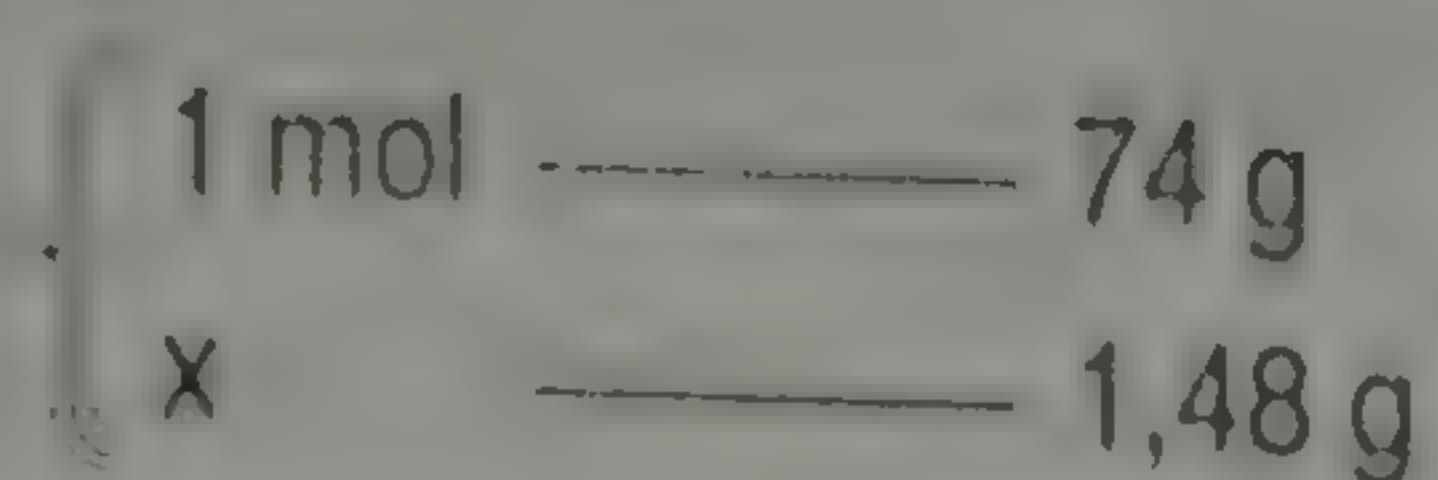
$$x = \frac{48 \cdot 4}{80} = 2,4 \quad x = 2,4 \text{ g}$$

Resposta

A massa de magnésio é 2,4 g.

- mol)
- massa)
- moléculas)
- volumen)

na substância
condições de
al a 22.4 L

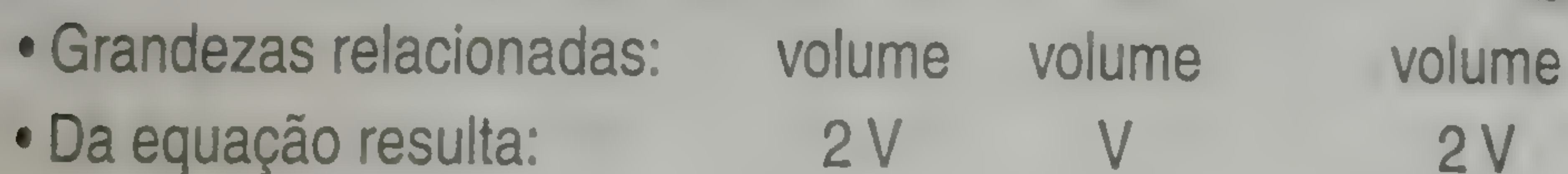


Resposta

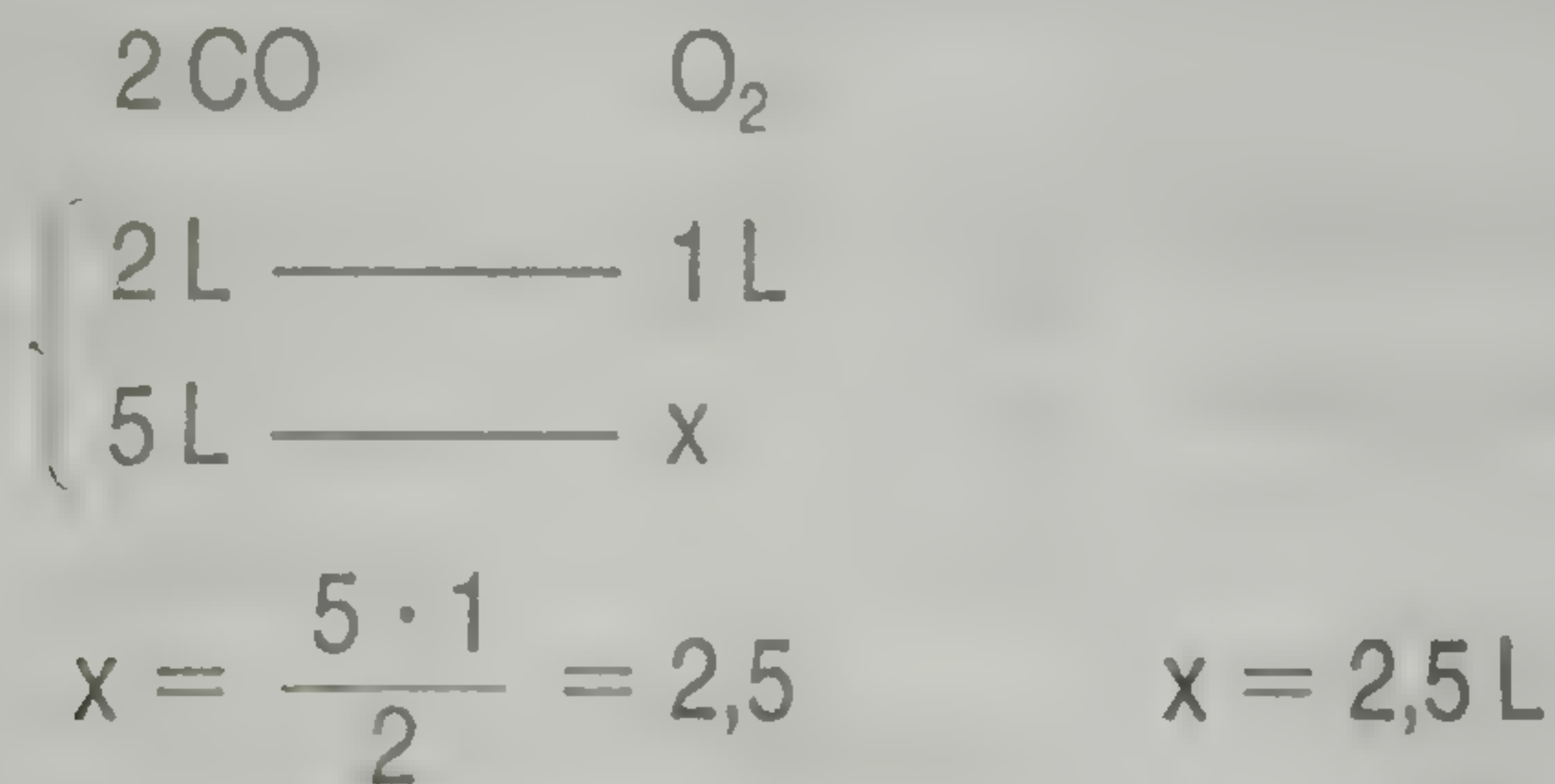
g de óxido:

- a) volume de oxigênio consumido;
b) volume de gás carbônico obtido.

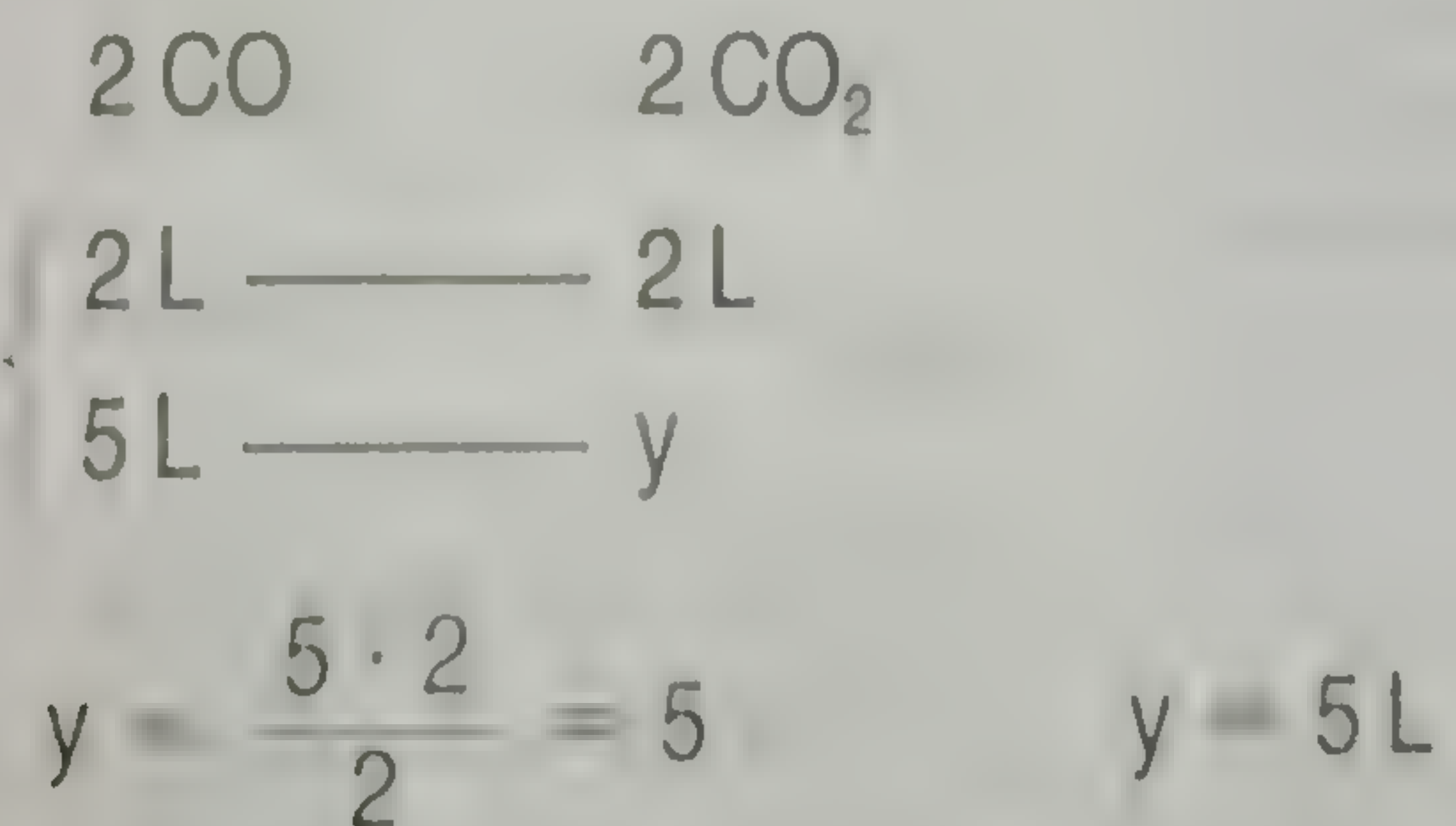
g de óxido:



- Proporção resultante:



- Proporção resultante:



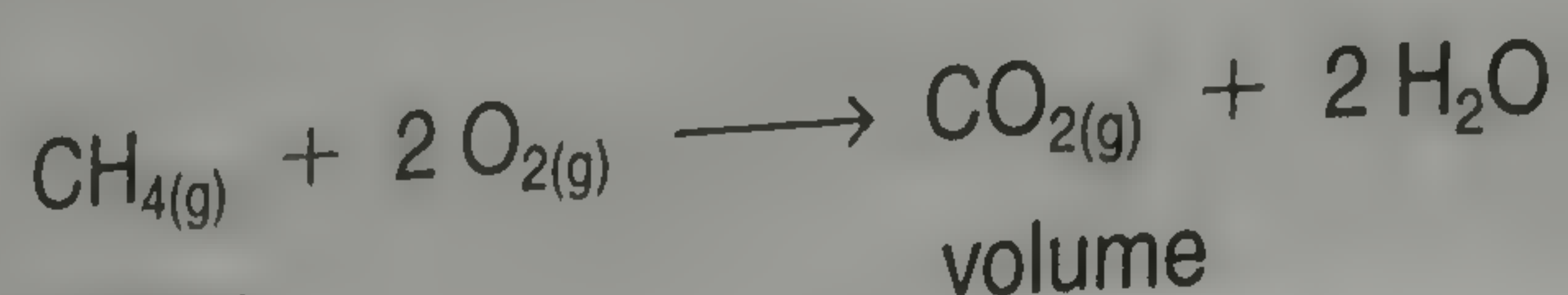
O volume de oxigênio é 2,5 L e o volume de gás carbônico é 5 L.

4. Na combustão do metano (CH_4), ocorre formação de gás carbônico e água. Ao se queimarem 3,2 gramas de metano, calcule:

- a) o volume de gás carbônico formado nas CNTP;
b) o volume do gás carbônico formado a 27°C e 2 atm de pressão

Resolução

Equação da reação:



- Grandezas relacionadas: massa
- Da equação resulta: 1 mol \therefore 16 g

1 mol \therefore 22,4 L

- a) Cálculo do volume de gás carbônico nas CNTP

- Proporção resultante:

	CH_4		CO_2
{	16 g	—	22,4 L
	3,2 g	—	x

$$x = \frac{3,2 \cdot 22,4}{16} = 4,48$$

$$x = 4,48 \text{ L}$$

- b) Cálculo do volume de gás carbônico formado a 27°C e 2 atm

Estado inicial (CNTP)

$$P_1 = 1 \text{ atm}$$

$$t_1 = 0^\circ\text{C}$$

$$T_1 = 273 \text{ K}$$

$$V_1 = 4,48 \text{ L}$$

Estado final

$$P_2 = 2 \text{ atm}$$

$$t_2 = 27^\circ\text{C}$$

$$T_2 = 300 \text{ K}$$

$$V_2 = ?$$

Pela equação dos gases: $\frac{P_1 V_1}{T_1} = \frac{P_2 V_2}{T_2}$

$$\frac{1 \cdot 4,48}{273} = \frac{2 \cdot V_2}{300}$$

$$V_2 = 2,46 \text{ L}$$

Outra forma de calcular o volume nessas condições é por meio da equação de Clapeyron ($PV = nRT$):

- Proporção resultante:

	CH_4		CO_2
{	16 g	—	1 mol
	3,2 g	—	y

$$y = \frac{1 \cdot 3,2}{16} = 0,2$$

$$y = 0,2 \text{ mol de } \text{CO}_2$$

Substituindo-se os valores na equação de Clapeyron, temos:

$$2 \cdot V = 0,2 \cdot 0,082 \cdot 300 \Rightarrow V = 2,46$$

$$V = 2,46 \text{ L}$$

Resposta

O volume de gás carbônico é:

a) 4,48 L (CNTP)

b) 2,46 L ($P = 2 \text{ atm}$, $t = 27^\circ \text{C}$)

5. A decomposição térmica do calcário (CaCO_3) fornece óxido de cálcio e gás carbônico. Que massa de calcário, de 90% de pureza, deve ser utilizada para se obterem 5,6 toneladas de óxido de cálcio (cal virgem)?

Dados: $\text{Ca} = 40 \text{ u}$; $\text{C} = 12 \text{ u}$; $\text{O} = 16 \text{ u}$

Resolução

Equação da reação: $\text{CaCO}_3 \longrightarrow \text{CaO} + \text{CO}_2$

• Grandezas relacionadas: massa massa

• Da equação resulta: 100 g 56 g

• Massas envolvidas: xt 56 t

• Proporção resultante:

$$\left\{ \begin{array}{l} 100 \text{ g} \text{ ————— } 56 \text{ g} \\ x \text{ ————— } 5,6 \cdot 10^6 \text{ g} \end{array} \right.$$

$$x = \frac{5,6 \cdot 10^6 \cdot 100}{56} = 1 \cdot 10^7 \quad x = 10 \text{ t}$$

A massa de CaCO_3 obtida por meio da equação química é a quantidade de substância pura necessária à obtenção de 5,6 t de CaO .

O CaCO_3 constitui-se de 90% de massa de calcário, que é o minério impuro correspondente ao total, isto é, a 100%. Disso resulta:

Calcário CaCO_3

$$\left\{ \begin{array}{l} 100 \text{ t} \text{ ————— } 90 \text{ t} \\ y \text{ ————— } 10 \text{ t} \end{array} \right.$$

$$y = \frac{10 \cdot 100}{90} = 11,1 \quad y = 11,1 \text{ t}$$

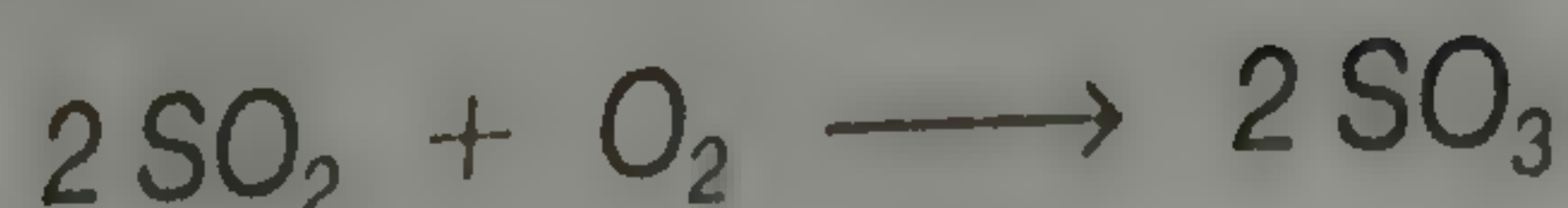
Resposta

A massa de calcário necessária à reação é de 11,1 t.

6. Na obtenção industrial do ácido sulfúrico a partir da pirita, uma das etapas é a transformação do dióxido de enxofre em trióxido de enxofre. Calcule o rendimento nessa etapa sabendo que a partir de 2,56 toneladas de SO_2 foram obtidas 2,24 toneladas de SO_3 .

Resolução

Equação da reação:



• Grandezas relacionadas:

massa

massa

• Da equação resulta:

$2 \cdot 64 \text{ g}$

$2 \cdot 80 \text{ g}$

• Proporção resultante:

$$\begin{cases} 2 \cdot 64 \text{ g} & \text{—} & 2 \cdot 80 \text{ g} \\ 2,56 \cdot 10^6 \text{ g} & \text{—} & x \end{cases}$$

$$x = \frac{2,56 \cdot 10^6 \cdot 2 \cdot 80}{2 \cdot 64} = 3,2 \cdot 10^6 \quad x = 3,2 \text{ t}$$

No cálculo do rendimento pode-se empregar a expressão:

$$R = \frac{\text{massa}_{\text{prática}}}{\text{massa}_{\text{teórica}}}$$

$$R = \frac{2,24}{3,2} = 0,7$$

$$R = 0,7 \text{ ou } R = 70\%$$

Outra forma de fazer o cálculo do rendimento é por meio da proporcionalidade:

$$100\% \text{ — } 3,2 \text{ t (massa teórica)}$$

$$y\% \text{ — } 2,24 \text{ t (massa prática)}$$

$$\begin{cases} 100 & \text{—} & 3,2 \text{ t} \\ y & \text{—} & 2,24 \text{ t} \end{cases}$$

$$y = \frac{100 \cdot 2,24}{3,2} = 70 \quad y = 70\%$$

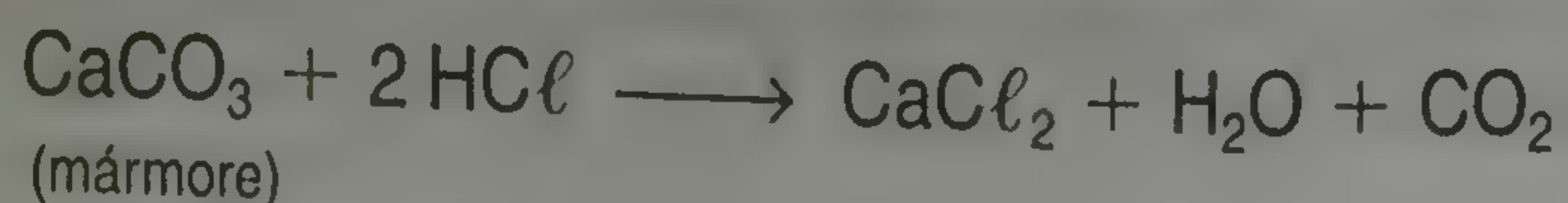
Resposta

O rendimento do processo é de 70%.

EXERCÍCIOS

1. (Vunesp-SP) O óxido nitroso, N_2O , é conhecido como gás hilariante e foi um dos primeiros anestésicos a ser descoberto. Esse gás pode ser obtido pelo aquecimento cuidadoso do nitrato de amônio sólido.
- a) Escreva a equação da decomposição por aquecimento do nitrato de amônio em óxido nitroso e água.
- b) Calcule a massa de nitrato de amônio necessária para se obter 880 g de óxido nitroso.
- Dados: Massas atômicas $\text{H} = 1,0$; $\text{N} = 14$; $\text{O} = 16$

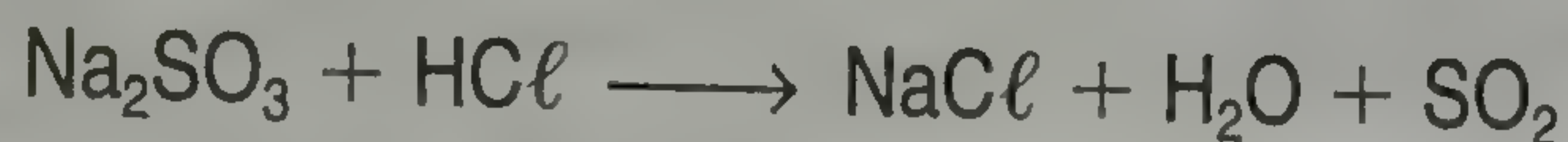
2. (UnB) Um operário faz diariamente a limpeza do piso de mármore de um edifício com ácido muriático (nome comercial do ácido clorídrico). Como se sabe, o ácido ataca o mármore desprendendo gás carbônico segundo a equação:



Supondo que, em cada limpeza, ocorra reação de 50 g de mármore, o volume do gás carbônico formado por dia, nas condições normais de temperatura e pressão, será:

- a) 22,4 L
b) $2,03 \cdot 10^{23}$ mL
c) 11,2 L
d) 22 400 L

3. (PUCCAMP-SP) O papel sulfite é assim chamado porque na sua clarificação emprega-se o sulfito de sódio. Quando esse sal reage com o ácido clorídrico, obtém-se a equação não-balanceada:



Juntamente com 2,24 L de gás sulfuroso medidos nas CNTP deve-se formar, de NaCl:

- a) 0,585 g
b) 5,85 g
c) 11,7 g
d) 58,5 g
e) 117 g

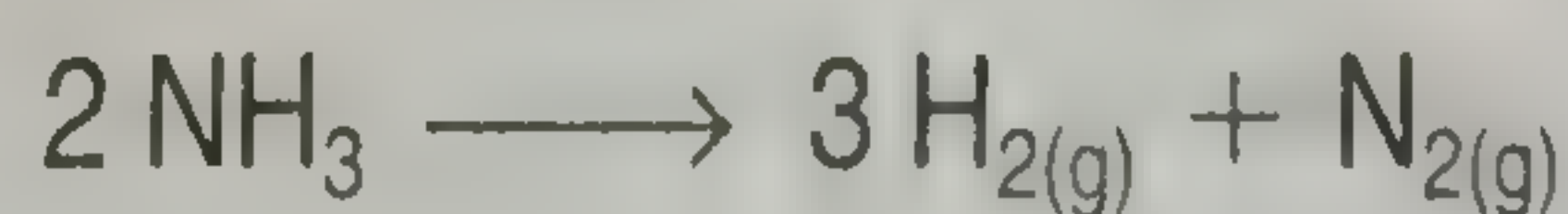
4. (UFBA) O peso de carbonato de cálcio (CaCO_3) necessário para reagir com o ácido clorídrico a fim de produzir 56 L de CO_2 a 273 °C e 4 atm de pressão é:

- a) 110 g
b) 112 g
c) 220 g
d) 250 g
e) 500 g

5. (Unicamp-SP) Há alguns anos, a Petrobrás anunciou (revista *Veja* de 1/5/91) que reduziria de 5% para 3% o teor de enxofre no óleo combustível. Isso significa cerca de 272 toneladas de enxofre a menos, por dia, na atmosfera. Sabe-se que o enxofre contido no óleo é, na realidade, transformado em SO_2 (um gás) no momento da queima (combustão). Qual a massa (em toneladas) desse gás que deixará de ser lançada na atmosfera, por dia, devido à melhoria anunciada?

Dados: Massas atômicas relativas O = 16; S = 32

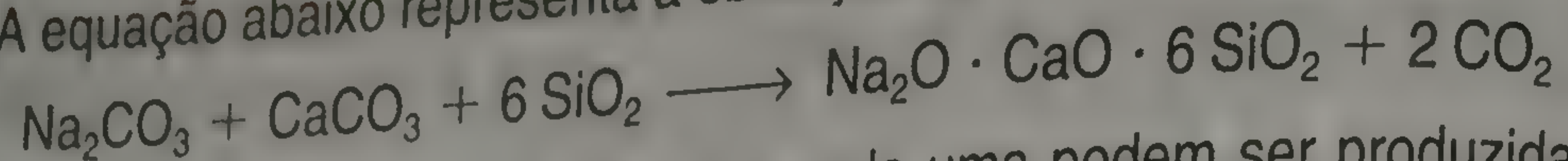
6. (UCDB-MT) A decomposição da amônia pode ser representada pela reação:



A decomposição de 6 mols de amônia forma:

- a) 9 gramas de hidrogênio.
b) $3 \cdot 6,02 \cdot 10^{23}$ moléculas de hidrogênio.
c) 6 mols de nitrogênio.
d) 9 mols de hidrogênio.
e) 3 litros de nitrogênio nas CNTP.

7. (UFPR) A equação abaixo representa a obtenção de certo tipo de vidro.



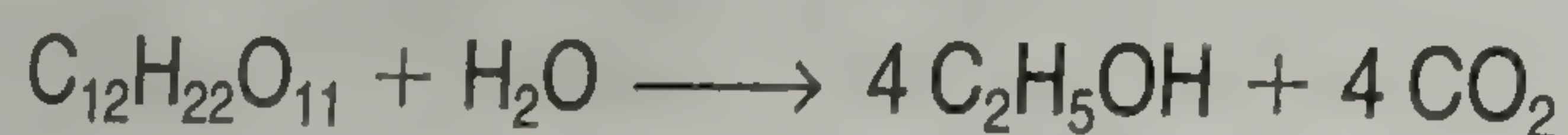
Com base nela, quantas garrafas de 400 g cada uma podem ser produzidas a partir de 15,063 kg de sílica?

8. (URRN) No século passado, durante a Revolução Industrial, o carvão mineral era usado como fonte de energia. A reação de queima do carvão pode ser representada por:



Na queima de 150 g de carvão mineral de 80% de pureza:

- a) são utilizados 400 kg de oxigênio.
 - b) são utilizados $280 \cdot 10^3$ litros de oxigênio.
 - c) são obtidos $280 \cdot 10^3$ litros de CO_2 nas CNTP.
 - d) são obtidos 550 kg de CO_2 .
 - e) são obtidos 440 kg de CO_2 .
9. (Unicamp-SP) A obtenção de etanol, a partir da sacarose (açúcar) por fermentação, pode ser representada pela seguinte equação:



Admitindo-se que o processo tenha rendimento de 100% e que o etanol seja anidro (puro), calcule a massa (em kg) de açúcar necessária para produzir um volume de 50 litros de etanol, suficiente para encher o tanque de um automóvel.

Dados:

Densidade do etanol = $0,8 \text{ g/cm}^3$

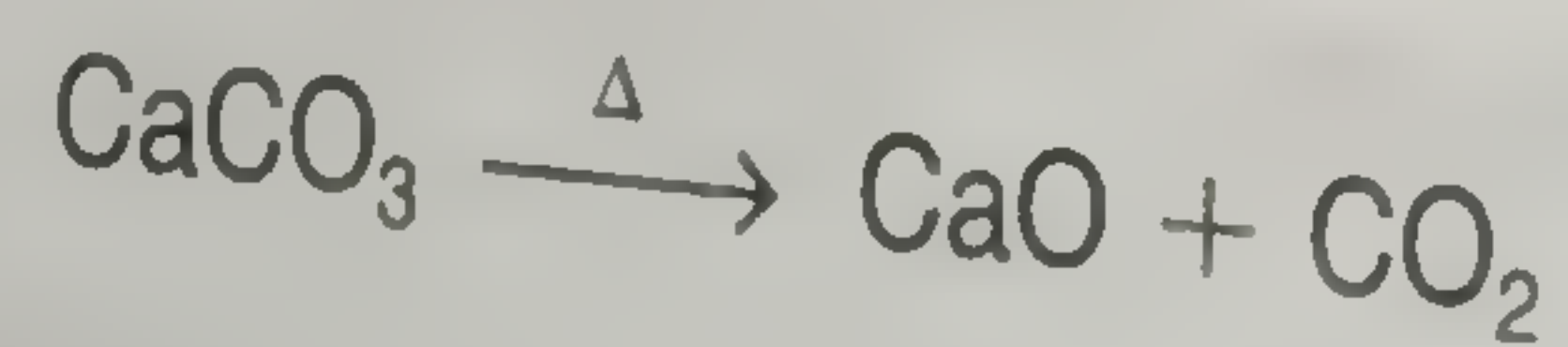
Massa molar da sacarose = 342 g/mol

Massa molar do etanol = 46 g/mol

10. Calcule a massa de ferro que pode ser obtida a partir da hematita, de 85% de pureza, quando consideramos a reação de 1 000 g de hematita com monóxido de carbono na reação:



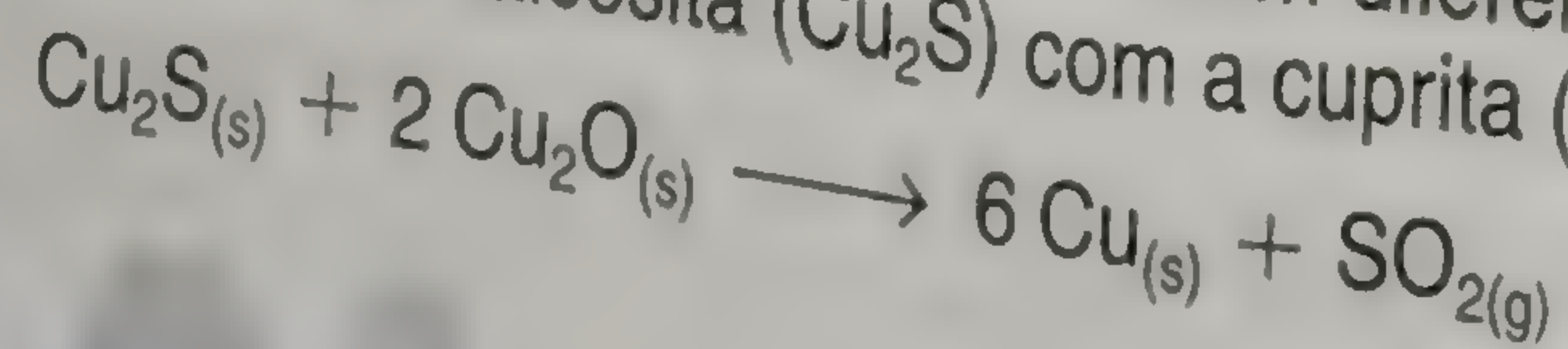
11. Qual a massa de CaO obtida na decomposição de 80 g de CaCO_3 , segundo a reação abaixo, sabendo que o rendimento é de 60%?



12. Reagiu-se enxofre com oxigênio para obtenção de 6,4 g de SO_2 . Sabendo que o rendimento da reação é de 80%, pede-se:

- a) a equação da reação química;
- b) a massa de enxofre usada;
- c) o volume de oxigênio nas CNTP.

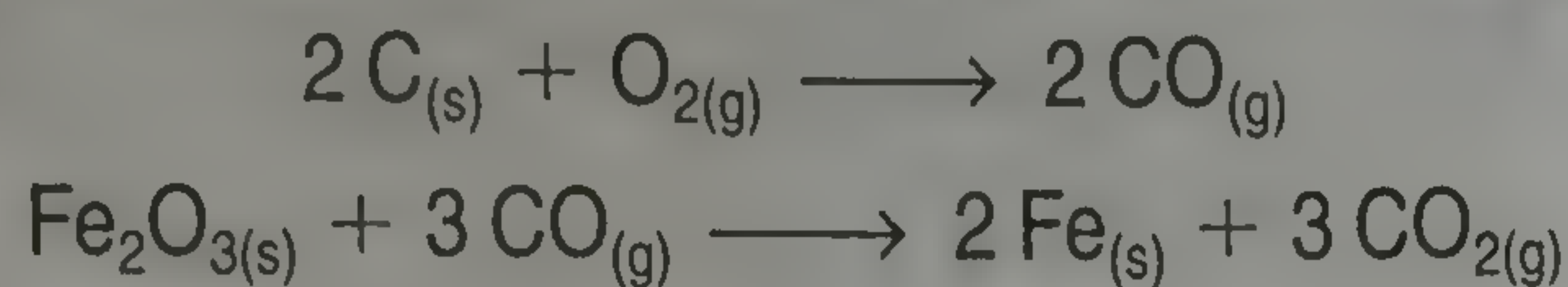
13. (FEI-SP) O cobre é um metal encontrado na natureza em diferentes minerais. Sua obtenção pode ocorrer pela reação da calcosita (Cu_2S) com a cuprita (Cu_2O):



Numa reação com 60% de rendimento, a massa de cobre obtida a partir de 200 g de calcosita com 20,5% de impureza e cuprita suficiente é:

- | | |
|------------|------------|
| a) 58,9 g | d) 381,0 g |
| b) 98,2 g | e) 405,0 g |
| c) 228,6 g | |

14. (Fuvest-SP) Duas das reações que ocorrem na produção do ferro são representadas por:



O monóxido de carbono formado na primeira reação é consumido na segunda. Considerando apenas estas duas etapas do processo, calcule a massa aproximada, em kg, de carvão consumido na produção de uma tonelada de ferro.

15. (Unicamp-SP) Uma amostra gasosa de H_2S e CS_2 , a 120°C , reagiu com excesso de O_2 formando uma mistura gasosa contendo 2,16 g de água, 9,24 g de dióxido de carbono e uma certa quantidade de dióxido de enxofre.

- Escreva a equação química que representa a reação de dissulfeto de carbono com oxigênio.
- Calcule a massa de dióxido de enxofre formada na reação da amostra gasosa com oxigênio.

16. (Fuvest-SP) O isooctano* é um combustível automotivo. A combustão deste material ocorre em fase gasosa.

- Escreva a equação balanceada da reação de combustão completa do isooctano, usando fórmulas moleculares.
- Calcule o volume de ar, nas "condições ambientes", necessário para a combustão completa de 228 g de isooctano.

Massa molar do isooctano = 114 g/mol

Volume molar de gás nas "condições ambientes" = 25 l/mol

Composição do ar (em volume): $\text{O}_2 = 20\%$
 $\text{N}_2 = 80\%$

* A fórmula molecular do isooctano é C_8H_{18} .

17. (UFMG) 65 kg de zinco em pó foram atacados por ácido clorídrico, produzindo um sal e liberando gás hidrogênio.



Determine o rendimento dessa reação, sabendo que a massa de hidrogênio obtida foi de 1,5 kg.

18. (Fuvest-SP) Coletou-se água do rio Tietê, na cidade de São Paulo. Para oxidar completamente toda a matéria orgânica contida em 1,00 l dessa amostra, microorganismos consumiram 48,0 mg de oxigênio (O_2). Admitindo que a matéria orgânica possa ser representada por $\text{C}_6\text{H}_{10}\text{O}_5$ e sabendo que sua oxidação completa produz CO_2 e H_2O , qual a massa de matéria orgânica por litro de água do rio?

- | | |
|------------|-----------|
| a) 20,5 mg | d) 160 mg |
| b) 40,5 mg | e) 200 mg |
| c) 80,0 mg | |

Colóides, Dumas, Jr. / 1968, p. 100



Sistemas coloidais formando pedras preciosas.



Misturas heterogêneas: suspensões e colóides

A mistura de duas ou mais substâncias pode resultar em sistemas com aspectos diferentes denominados *dispersões*. Alguns exemplos são o ar atmosférico, a fumaça, certos alimentos — geléias, maionese, leite —, e pedras preciosas, como o rubi e a safira.

Diferenciar misturas heterogêneas de homogêneas não é tarefa fácil: há misturas cujo aspecto mostra tratar-se de um sistema claramente heterogêneo, como a areia da praia; entretanto, essa mesma areia, observada a longa distância, pode parecer homogênea, o que evidencia a relatividade desses conceitos. Estabeleceu-se que o critério para distingui-las seria baseado no tamanho das partículas envolvidas.

Entre as misturas heterogêneas — ou *suspensões* — e as homogêneas — ou *soluções* — situam-se as *dispersões coloidais* — ou colóides — aparentemente homogêneas. Essas dispersões contêm partículas visíveis somente através de ultramicroscópios e podem ser separadas por técnicas mais aprimoradas como a ultracentrifugação.

Suspensões

Numa mistura heterogênea ou suspensão, um dos elementos serve de base - o *dispersante* - para que o outro se espalhe ou se disperse nele - o *disperso*. Por exemplo: a mistura formada por água e areia sob agitação é uma dispersão em que a areia se encontra espalhada no meio da água. A areia constitui o disperso e a água, o dispersante.

Considera-se *suspensão* qualquer dispersão em que o diâmetro das partículas do disperso é maior que 100 nm ou 100 μ m.

O tamanho dessas partículas é variável, o que permite que elas sejam visíveis às vezes a olho nu, em outras, apenas com o auxílio de microscópios.

Exemplos:

granito, fumaça e sangue.

Dispersões coloidais – colóides

Dispersões coloidais são sistemas em que o diâmetro das partículas do disperso está compreendido entre 1 nm e 100 nm, ou seja, entre 1 μ m e 100 μ m.

Exemplo:

A fumaça do cigarro, em que as partículas sólidas (disperso) se espalham nos gases (dispersante) obtidos pela queima do cigarro.

As partículas são tão minúsculas que só podem ser vistas através do ultramicroscópio.

Essas misturas são metaestáveis, isto é, apesar de não-estáveis, podem permanecer no estado em que se encontram.

Os colóides têm importância fundamental do ponto de vista biológico, pois as células dos organismos vivos encontram-se num meio coloidal.

Do ponto de vista ecológico, a presença de detergentes e produtos residuais provenientes da indústria na água, da fuligem obtida na combustão incompleta realizada em motores, o despejo de toneladas de partículas sólidas no ar e de substâncias tipo SO_2 , responsáveis pela formação de névoas, evidenciam a importância do estudo dos colóides no tratamento e no controle da poluição do ar atmosférico e da água.

É necessária uma atuação eficiente para a preservação da formação dos sistemas coloidais ou para sua destruição por meio da remoção, por exemplo, das minúsculas partículas responsáveis pela poluição ambiental.

Classificação

As dispersões coloidais podem ser classificadas de várias formas.

Exemplos	Exemplos
Rubi, safira, ligas	
Vidro colorido, tintas	
Poeira no ar, fumaça	
Néblua, nuvens	
Geleias, gelatinas, si	
Lave, maionese, óleo	
Cremoso, espuma de	
Pedra-pomes	

afinidade com a água
colóides que possuem afinidade c
colóides = amigo).
gel é um colóide hidrófilo e é
medicamento e aparelhagem.
de água desses colóides tra
água em sol — peptização. Po

ação de deterge
destruição
removida no
destruição

Em relação ao estado físico do disperso e do dispersante

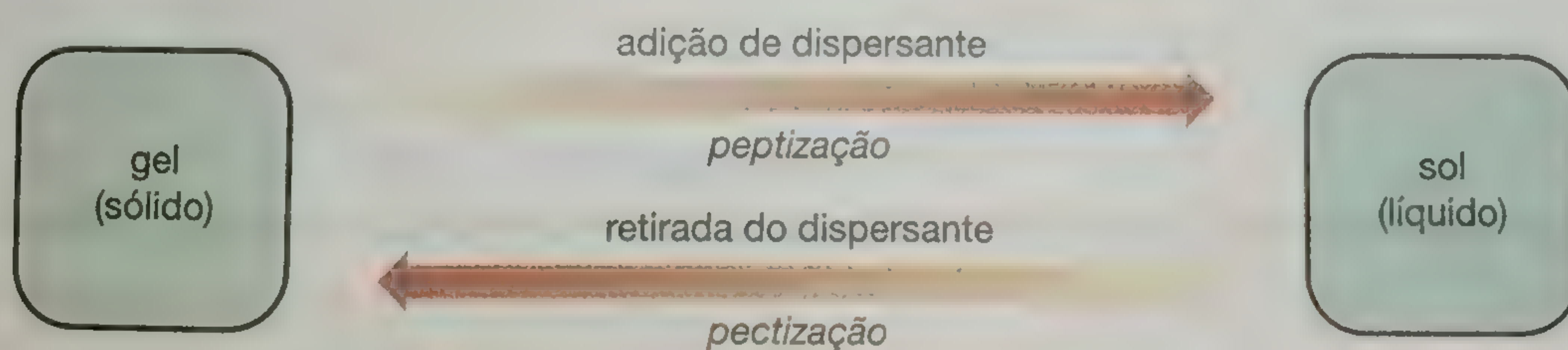
TIPO DE COLÓIDE	EXEMPLO	ESTADO FÍSICO	
		Disperso	Dispersante
Sol sólido	Rubi, safira, ligas metálicas	Sólido	Sólido
Sol	Vidro colorido, tintas	Sólido	Líquido
Aerossol sólido	Poeira no ar, fumaça de cigarro	Sólido	Gasoso
Aerossol líquido	Neblina, nuvens	Líquido	Gasoso
Gel	Geléias, gelatinas, sílica-gel	Líquido	Sólido
Emulsão	Leite, maionese, óleo em água	Líquido	Líquido
Espuma líquida	Chantilly, espuma de sabão	Gasoso	Líquido
Espuma sólida	Pedra-pomes	Gasoso	Sólido

Em relação à afinidade com a água

Os colóides que possuem afinidade com a água são denominados *hidrófilos* (*hidro* = água; *filos* = amigo).

A sílica-gel é um colóide hidrófilo e é utilizada na absorção de umidade em embalagem de medicamento e aparelhagem.

A retirada da água desses colóides transforma-os em gel — pectização —; a adição da água, em sol — peptização. Por isso tais colóides são considerados reversíveis.



Por exemplo, colocando-se pó de gelatina na água, obtém-se um sol; retirando-se a água por ultracentrifugação, obtém-se um gel.

Os colóides que não têm afinidade com a água são denominados *hidrófobos* (*hidro* = água; *fobo* = fuga).

Por exemplo, a prata coloidal é um colóide hidrófobo usado em revestimento interno de filtros caseiros e, além disso, tem uma ação bactericida.

Em relação à natureza das partículas dispersas

Quando as partículas dispersas são aglomerados de átomos, moléculas ou íons, temos o *colóide micelar*. Por exemplo, o enxofre coloidal em água.

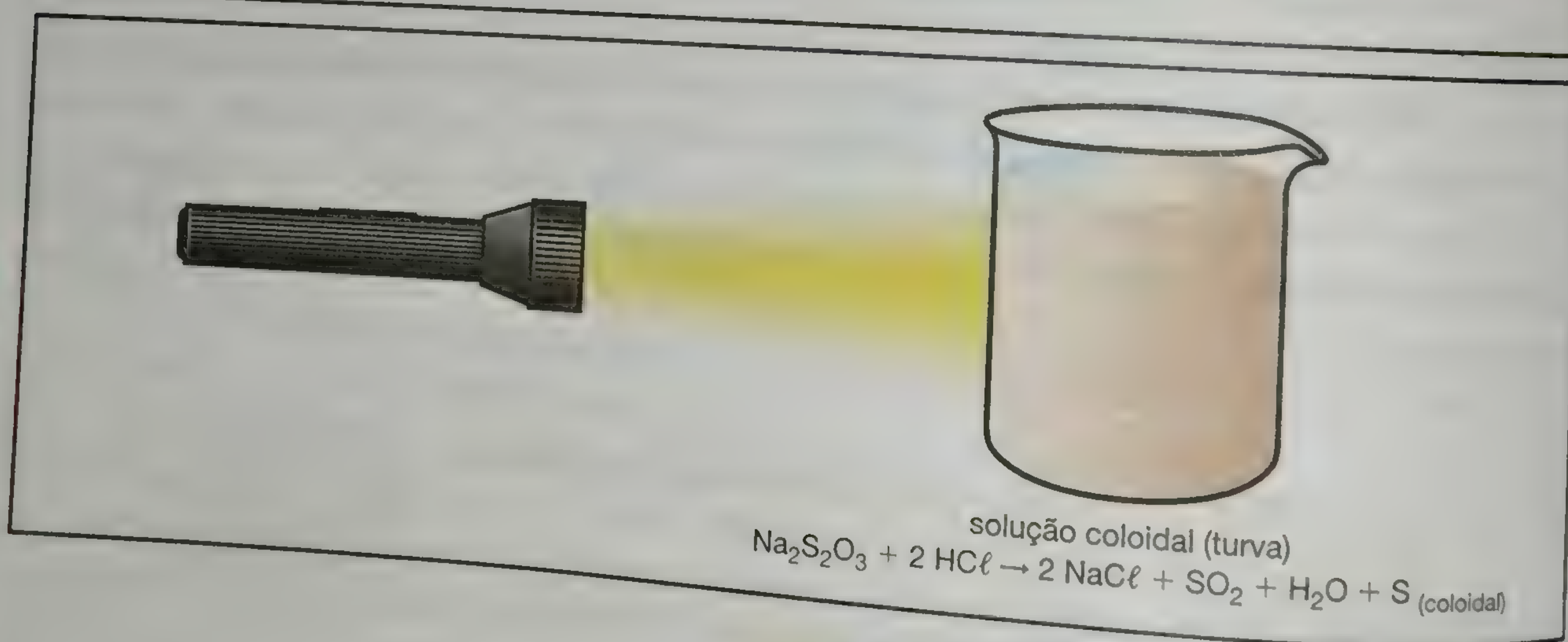
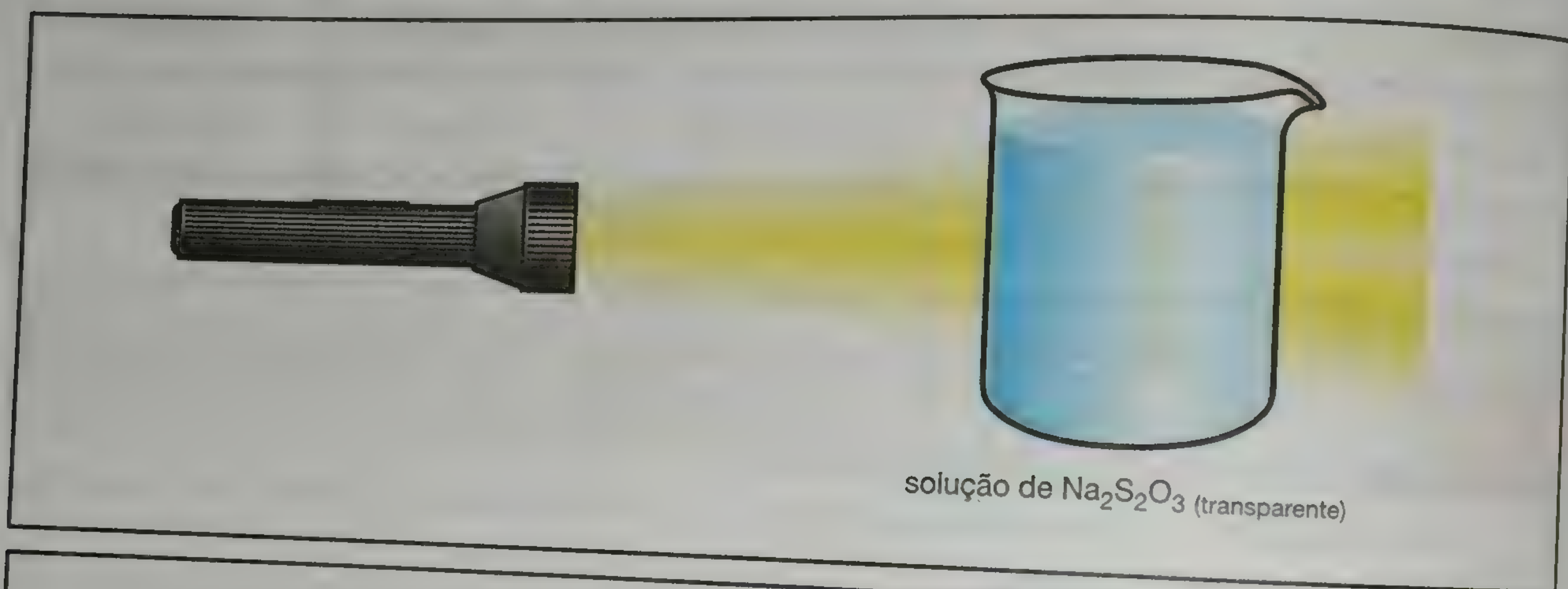
Quando o disperso é formado de moléculas gigantes, macromoléculas, temos o *colóide molecular*. Por exemplo, o amido ou a albumina de ovo em água.

Quando o disperso é formado por íons gigantes, temos o *colóide iônico*. Por exemplo, proteínas ionizadas em água.

Embora existam diferenças na natureza das partículas coloidais, genericamente elas podem ser denominadas de *micelas*.

Propriedades da dispersão coloidal

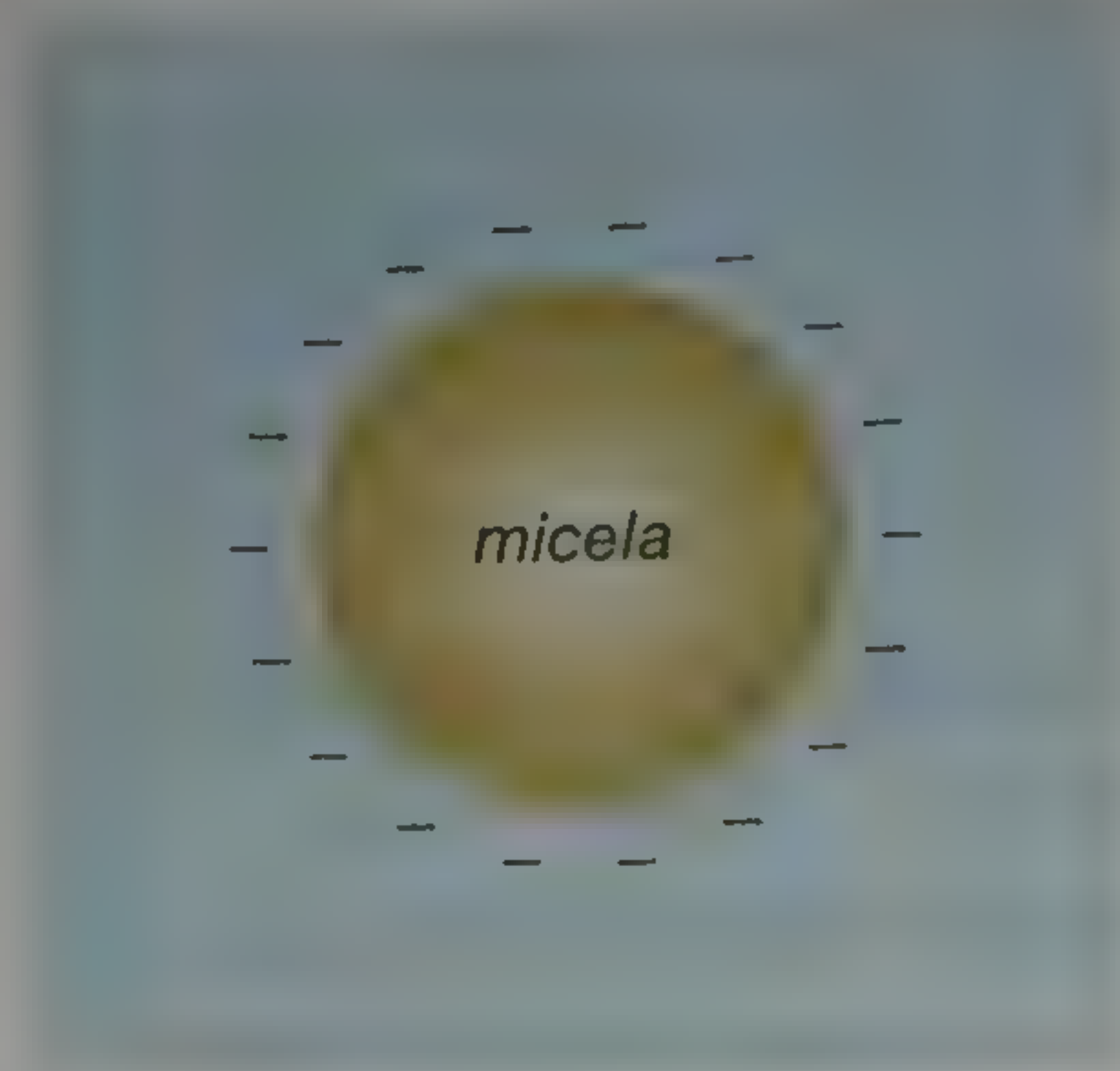
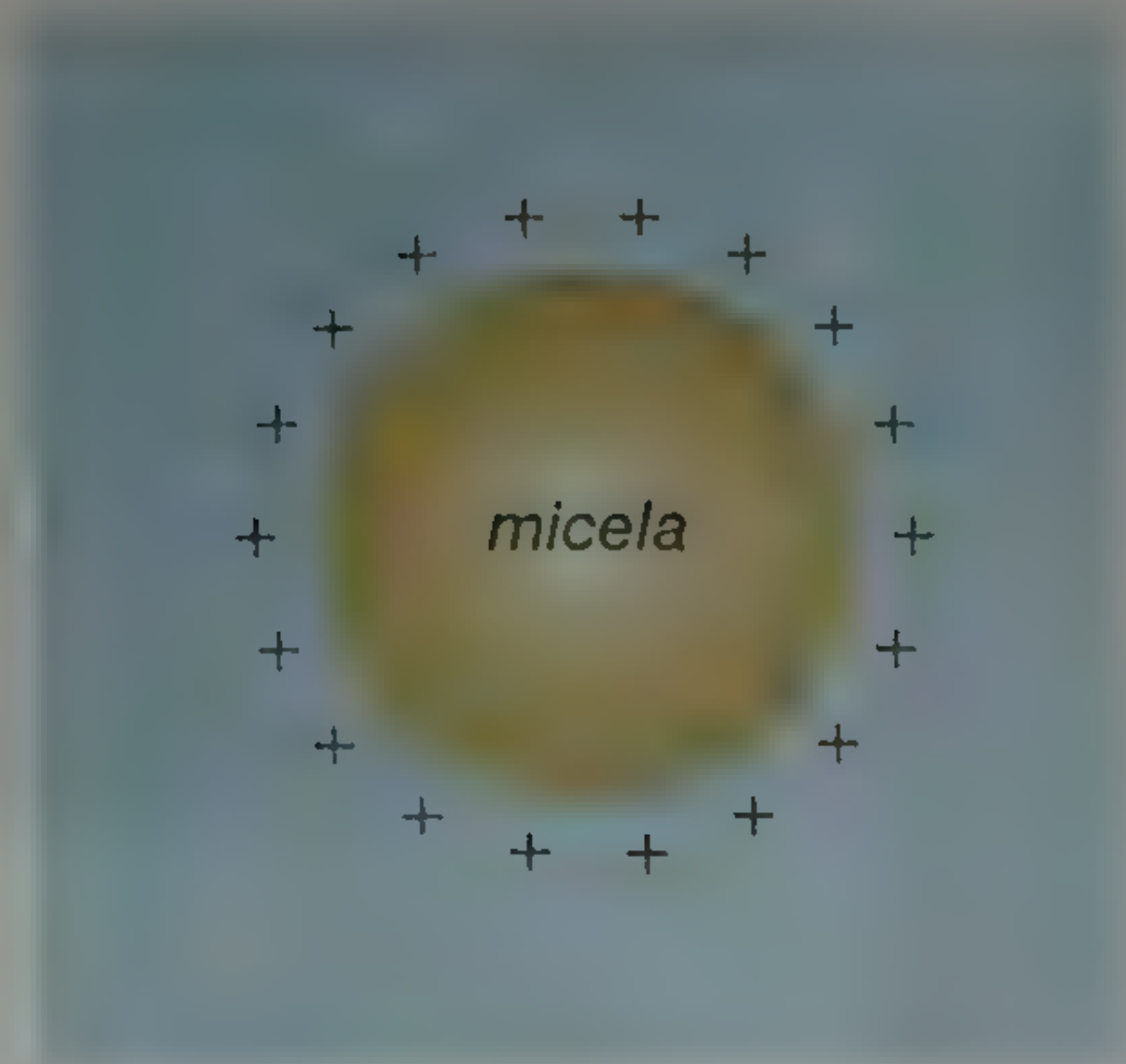
- Nas dispersões coloidais ocorre o fenômeno da dispersão da luz, o chamado *efeito Tyndall*. Ele pode ser visto, por exemplo, quando um raio de luz penetra em um quarto escuro através de uma fenda. Devido ao efeito Tyndall, as partículas coloidais podem ser "vistas" ao ultramicroscópio.



- As partículas estão em movimento contínuo desordenado e em ziguezague, *movimento browniano*.



- As micelas podem apresentar cargas elétricas positivas ou negativas devido à adsorção de íons, isto é, podem reter em sua superfície cátions ou ânions. Em alguns casos, a carga da micela deve-se à ionização da própria macromolécula, como ocorre nas proteínas.



A presença de cargas elétricas nas micelas possibilita a realização da *eletroforese*: movimento ordenado das micelas, sob a ação de campos elétricos, em direção ao eletrodo de natureza elétrica contrária à da micela.

EXERCÍCIOS

1. (OSEC-SP) Em relação às afirmações:

- I – Sol é uma dispersão coloidal na qual o dispersgente e o disperso são sólidos.
- II – Gel é uma dispersão coloidal na qual o dispersgente é sólido e o disperso é líquido.
- III – A passagem de sol para gel é chamada de pectização.
- IV – A passagem de gel para sol é chamada de peptização.

São corretas:

- a) I e III
- b) II e III
- c) I, III e IV
- d) II, III e IV
- e) todas

2. (ESAM-RN) As moléculas de uma proteína podem ser chamadas micelas quando constituem:

- a) o disperso de uma solução verdadeira.
- b) o dispersante de uma solução verdadeira.
- c) o disperso de um sistema coloidal.
- d) o dispersante de um sistema coloidal.
- e) o dispersante de uma mistura homogênea.

3. (UFPA) A diminuição da eficiência dos faróis de um automóvel na neblina está intimamente relacionada com:

- a) o movimento browniano.
- b) a diálise.
- c) o efeito Tyndall.
- d) a eletroforese.
- e) a adsorção de carga elétrica.

4. (Mack-SP) O efeito Tyndall é observado quando:
- a) um eletrólito é adicionado a uma solução coloidal.
 - b) uma corrente elétrica atravessa uma solução ou dispersão coloidal.
 - c) um feixe luminoso atravessa uma solução coloidal.
 - d) aquecemos um sol.
 - e) aquecemos um gel.
5. (ESAM-RN) Vidros coloridos, tintas, gelatinas e nuvens são exemplos de sistemas coloidais. Uma das características de um sistema coloidal é que:
- a) não apresenta o efeito browniano.
 - b) apresenta o efeito Tyndall.
 - c) pode ter suas partículas separadas por filtração comum.
 - d) apresenta partículas visíveis a olho nu.
 - e) é formado por mistura de substâncias simples.

Purificação das dispersões coloidais

A dispersão coloidal nem sempre é obtida na forma desejada, havendo necessidade, vez ou outra, de se purificar o sistema coloidal. Para isso, vários processos podem ser utilizados, tais como ultrafiltração, ultracentrifugação, diálise e eletrodialise.

Na ultrafiltração passa-se o sistema coloidal com impurezas por uma série de filtros com poros de diâmetros pequenos que retêm as partículas coloidais, deixando passar as impurezas que estão na solução.

A ultracentrifugação submete a dispersão coloidal à alta rotação — cerca de 60 000 rpm —, separando, seletivamente, as partículas coloidais das impurezas.

O processo de diálise consiste em permitir a passagem, através de membranas permeáveis, das impurezas presentes na dispersão coloidal. Essas são, em seguida, arastadas por um fluxo contínuo do dispersante.

Quando as impurezas apresentam cargas elétricas, a diálise pode ser acelerada com o auxílio de uma corrente elétrica (eletrodialise).

Estabilidade das dispersões coloidais

Já sabemos que os sistemas coloidais são metaestáveis. Contudo, muitas vezes é necessário conservar uma dispersão coloidal sendo preciso, para isso, aumentar sua estabilidade. Uma forma é aproveitar a propriedade das micelas adsorverem cargas elétricas de mesmo sinal, o que provoca a repulsão entre elas evitando a aglomeração e a conseqüente precipitação do colóide (o que destruiria o estado coloidal).

Outra forma de conservar o estado coloidal é a adsorção do próprio dispersante formando uma película de proteção denominada *camada de solvatação*.

É comum, também, a adição de um colóide protetor, *colóide liófilo*, que recobre as micelas que se quer proteger (*colóide liófilo*). Por exemplo, temos a camada de gelatina do filme fotográfico que protege a emulsão de sais de prata; a adição da gema do ovo no preparo da maionese age como protetor da emulsão óleo-água; a adição de agentes emulsificantes em cremes e sorvetes mantém o sistema coloidal.



Foto: Sérgio Dória / Fina News



Às vezes, ao contrário, é necessário destruir o sistema coloidal, como por exemplo na purificação de fumaças de chaminés de indústrias ou na coagulação do leite.

Dependendo do sistema coloidal, a coagulação e a precipitação do colóide podem ser feitas por aquecimento, resfriamento, neutralização das cargas elétricas (pela adição de um eletrólito ou submetendo-se o sistema a um dispositivo especial) ou ainda pela eliminação da camada da solvatação (pela substituição) do dispersante.

EXERCÍCIOS

6. (UECE) O fenômeno da migração das partículas coloidais sob a influência de um potencial elétrico é chamado:
 - a) diálise.
 - b) eletrólise.
 - c) eletroforese.
 - d) eletrodiálise.
7. (Santa Casa-SP) Em sistemas coloidais, íons inorgânicos são usualmente separados das partículas coloidais por:
 - a) catálise.
 - b) diálise.
 - c) centrifugação.
 - d) decantação.
 - e) filtração.
8. (UFPA) Na preparação de filmes fotográficos, juntamente com o AgBr usa-se a gelatina como:
 - a) catalisador.
 - b) solvente.
 - c) agente dispersante.
 - d) colóide protetor.
 - e) coagulante.

A água mineral é um exemplo de solução em que os sais minerais estão dissolvidos.

15

Misturas homogêneas: soluções

Na natureza, encontram-se exemplos de soluções de todos os tipos, como: ar (mistura de nitrogênio, oxigênio, gás carbônico, vapor de água e alguns outros gases em pequena porcentagem) e água mineral (mistura de água e alguns sais minerais). Alguns materiais obtidos pela indústria são constituídos também por misturas unifásicas: álcool comercial (96% de etanol e 4% de água), vinagre (6% de ácido acético e 94% de água), solução eletrolítica, usada em baterias de automóveis (38% de ácido sulfúrico e 62% de água), água boricada, usada como anti-séptico (3% de ácido bórico e 97% de água) e soro fisiológico (0,9% de cloreto de sódio e 99,1% de água).

Para se ter uma idéia das quantidades relativas entre soluto e solvente, recorre-se às chamadas unidades de concentração. O uso dessas unidades tem grande aplicação em indústrias, laboratórios, medicamentos e medicina. Pode-se, por exemplo, expressar a concentração de glicose no sangue de um indivíduo no exame de controle da diabetes.



Soluções

A dissolução de pequena quantidade de açúcar "comum" (sacarose) em água resulta num sistema homogêneo em que a sacarose é o soluto e a água, o solvente.

Considera-se solução toda mistura em que o diâmetro das partículas do soluto é menor que 1 nm ou 1 mμ.

As soluções podem ser encontradas nas três fases de agregação.

- Soluções gasosas: ar
- Soluções líquidas: soro caseiro
- Soluções sólidas: ouro 18 quilates.

Composição das soluções

Soluções iônicas e moleculares

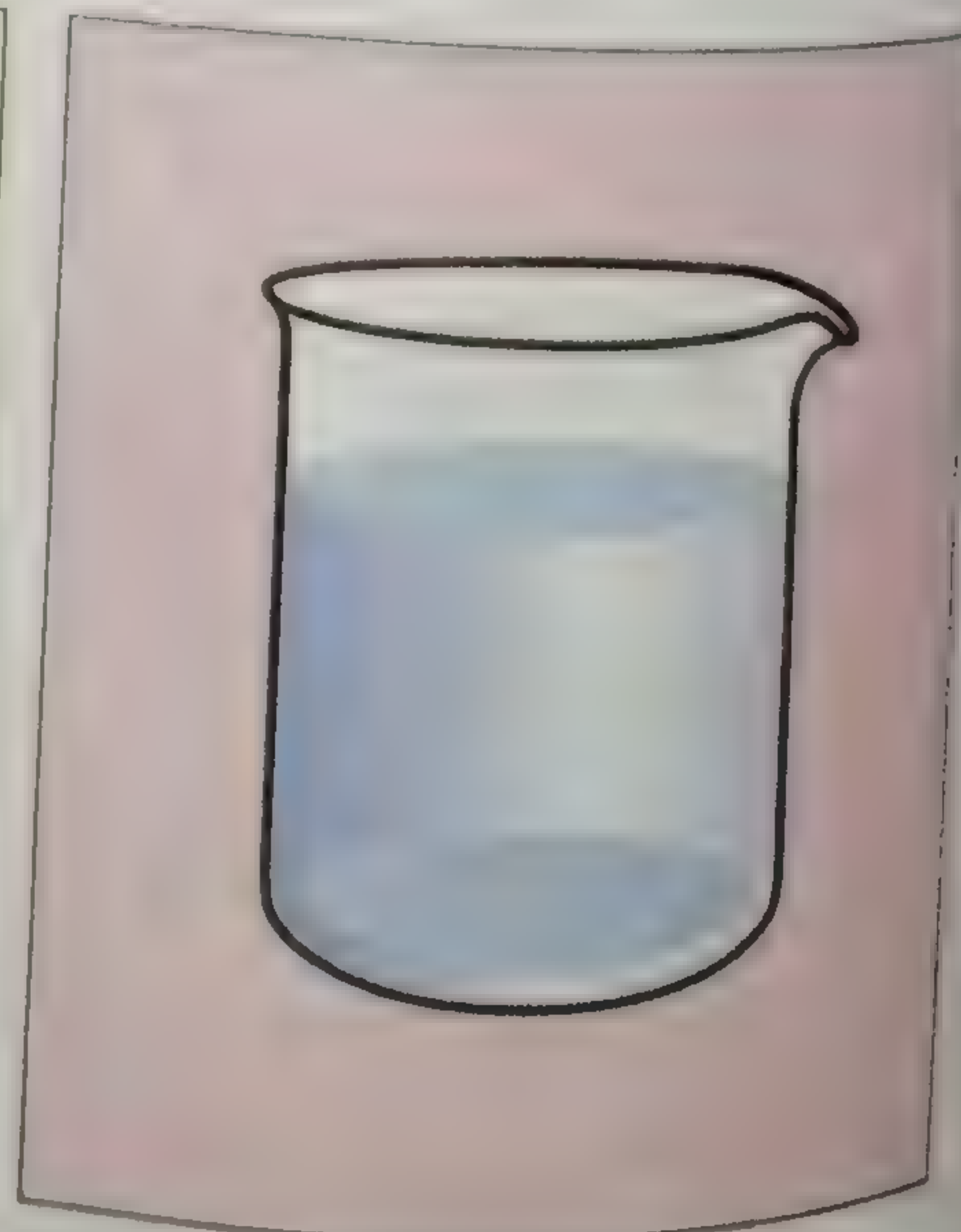
Soluções iônicas: O soluto é formado por uma substância iônica ou ionizável. Exemplo: soluções aquosas de ácidos, bases e sais. Essas soluções denominam-se eletrolíticas, pois são condutoras de corrente elétrica.

Soluções moleculares: As partículas do soluto são moléculas que não se carregam eletricamente. Exemplo: solução aquosa de glicose ou sacarose. Essas soluções são não-eletrolíticas, pois não conduzem corrente elétrica.

Saturação de soluções – Coeficiente de solubilidade

Quanto maior a relação entre a quantidade de soluto e a de solvente, maior a concentração. Assim, por exemplo, uma solução de KNO_3 em água a 20°C pode ter a sua concentração aumentada até atingir o limite de 31,6 g do sal em 100 g de água. Essa relação corresponde à solubilidade (ou coeficiente de solubilidade) do KNO_3 em H_2O a 20°C ; a solução obtida é saturada. Acima dessa proporção o soluto não mais se dissolve.

Se a quantidade do soluto for superior à da solução saturada, há precipitação do excesso, que é chamado corpo de fundo ou corpo de chão. Em contrapartida, chama-se solução diluída a que contém pouco soluto em relação ao solvente. Sempre que a concentração for inferior ao coeficiente de solubilidade, a solução recebe o nome de *insaturada*.



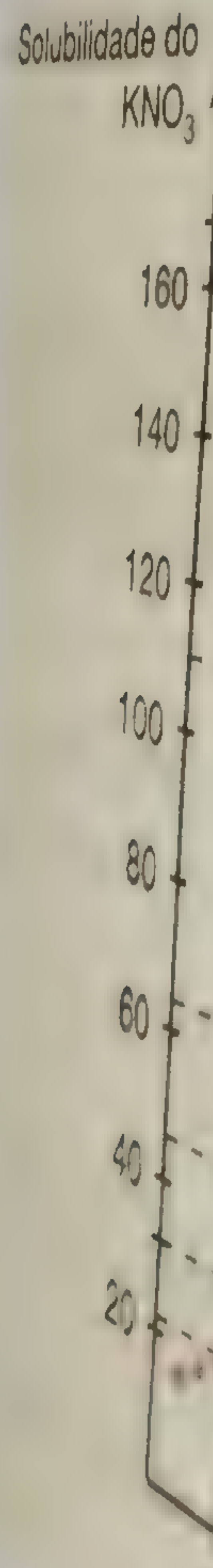
Soluções insaturadas

Soluções insaturadas

... temperatura. Para ... substâncias ter ... KNO_3 em água ... sua solubili ... uma solubili ...

... variação da sol ... gráfico.

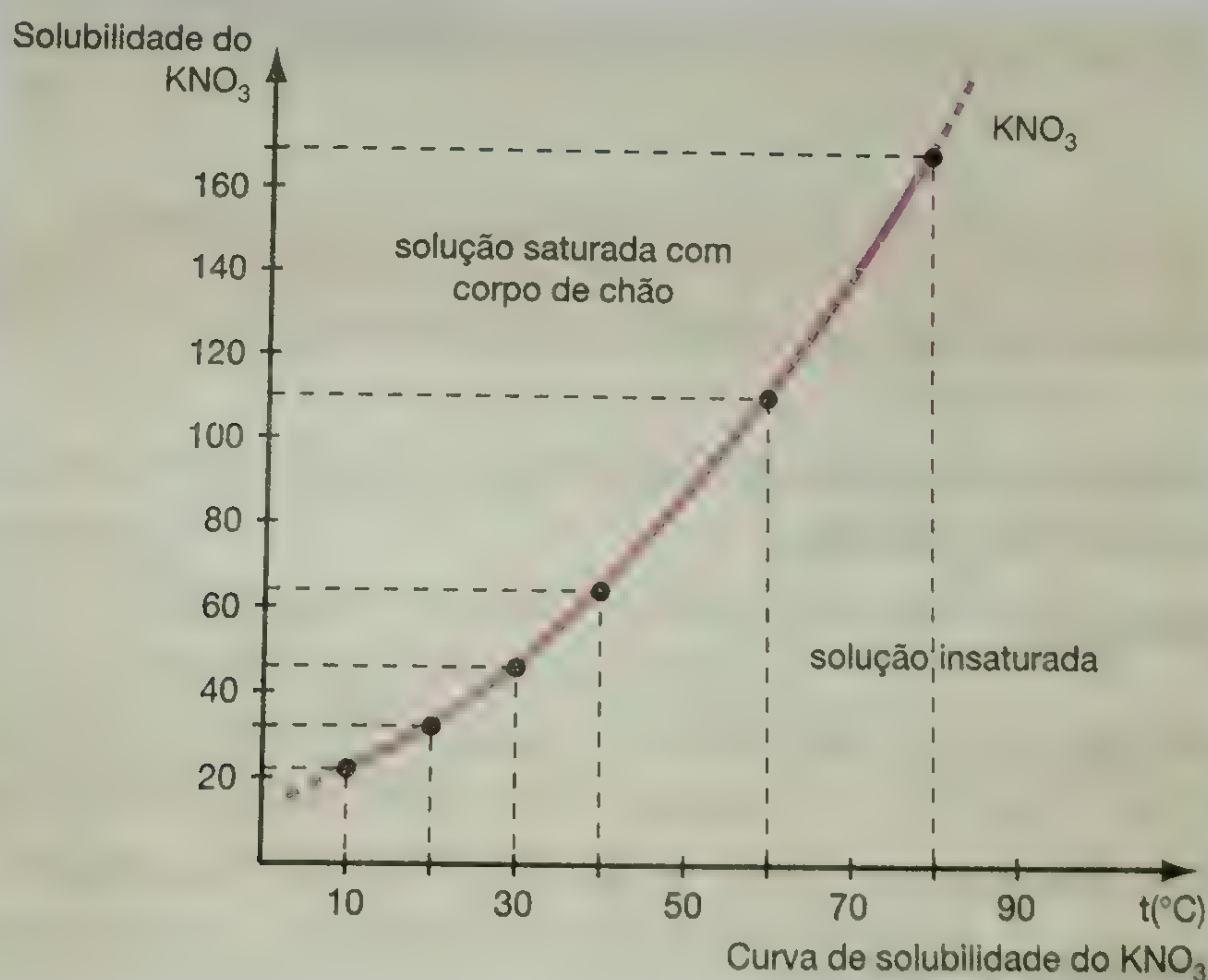
Temperatura (°C)	Solubilidade do KNO_3 em água (g/100g)
20,9	31,6
31,6	45,8
45,8	63,9
63,9	110,0
110,0	169,0



Variando a temperatura, pode-se alterar o coeficiente de solubilidade de uma solução. A maioria das substâncias tem a solubilidade aumentada com a elevação da temperatura; é o caso do KNO_3 em água. Algumas substâncias, como o $\text{Ce}_2(\text{SO}_4)_3$ em água, ao contrário, diminuem sua solubilidade com o aumento de temperatura; outras, como o NaCl , têm uma solubilidade em água que praticamente independe da temperatura.

Vamos analisar a variação da solubilidade do KNO_3 em relação à temperatura por meio da tabela e do gráfico.

SOLUBILIDADE DO KNO_3 EM 100 g DE ÁGUA	
t(°C)	g de KNO_3
10	20,9
20	31,6
30	45,8
40	63,9
60	110,0
80	169,0



Observando-se na tabela a solubilidade correspondente a 30°C , verifica-se que ela equivale a 45,8 g de KNO_3 em 100 g de água.

Se resfriarmos essa solução até 20°C , permanecem dissolvidos apenas 31,6 g de KNO_3 , havendo formação de um corpo de chão de 14,2 g. Essa quantidade foi calculada a partir das diferentes solubilidades do KNO_3 a 30°C e a 20°C ; entretanto, se esse resfriamento for lento e a solução for mantida em repouso, é possível fazer com que o soluto permaneça totalmente dissolvido, formando um sistema chamado *supersaturado*. A solução supersaturada é instável, pois qualquer abalo é suficiente para depositar todo o excesso do soluto (14,2 g).

Concentração de soluções

As concentrações das soluções são dadas por relações entre a *quantidade de soluto* e de *solvente* ou entre a *quantidade de soluto* e de *solução*.

Para cada solução, essas relações podem ser expressas de maneiras diferentes.

Título em massa (τ) e porcentagem em massa ($\tau_{\%}$)

O título em massa (τ) é calculado pelo quociente entre a massa do soluto (m_1) e a massa total da solução (m).

$$\tau = \frac{m_1}{m}$$

ou

$$\tau = \frac{m_1}{m_1 + m_2}$$

Unidade: número puro.
 m_2 é a massa do solvente.

O título em massa expressa a quantidade de soluto presente em 1 grama de solução. Assim, por exemplo, uma solução cujo título em massa é 0,2 tem 0,2 g de soluto em 1 g de solução.

O título, expresso em porcentagem, representa a massa de soluto presente em 100 g de solução. Uma solução de H_2SO_4 a 10% em massa contém 10 g de H_2SO_4 em 100 g de solução.

$$\tau_{\%} = 100 \cdot \tau$$

EXERCÍCIO RESOLVIDO

Determinar o título em massa e o título em porcentagem de uma solução constituída de 25 g de NaOH e 175 g de água.

Resolução

$$m_1 = 25 \text{ g}$$

$$m_2 = 175 \text{ g}$$

$$\tau = \frac{m_1}{m_1 + m_2} = \frac{25}{25 + 175} = \frac{25}{200} = 0,125$$

$$\tau_{\%} = 100 \cdot 0,125 = 12,5\%$$

Resposta

O título em massa da solução é 0,125 e o título em porcentagem é 12,5%.

Título em volume (τ) e porcentagem em volume ($\tau_{\%}$)

É representado pelo quociente entre o volume do soluto (V_1) e o volume da solução (V). Pode ser expresso também em porcentagem e representa o volume de soluto presente em 100 volumes de solução.

$$\tau = \frac{V_1}{V}$$

ou

$$\tau_{\%} = 100 \cdot \tau$$

Assim, por exemplo, uma solução aquosa de ácido sulfúrico a 15% em volume tem 15 mL de H_2SO_4 dissolvidos em 85 mL de água.

Atenção: A água oxigenada a 10 volumes é a solução de peróxido de hidrogênio (H_2O_2) em que 1 litro dessa solução libera 10 litros de oxigênio medidos nas CNTP; portanto essa forma de expressão não se refere a título.

EXERCÍCIO RESOLVIDO

Calcular a porcentagem em volume de uma solução aquosa de etanol ($\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$) que contém 50 mL de álcool em 1 L de solução.

Resolução

O volume do soluto é, no caso, 50 mL (ou 0,050 L) de etanol (V_1), enquanto o volume da solução é igual a 1 L.

$$\tau\% = \frac{0,05}{1} \cdot 100 = 5\%$$

Pode-se dizer que a solução alcoólica é 5% em volume.

A porcentagem em volume do álcool em água é também chamada de graus Gay-Lussac ($^\circ\text{GL}$). Assim, essa é uma solução 5 $^\circ\text{GL}$.

Resposta

A porcentagem em volume é 5 $^\circ\text{GL}$.

Partes por milhão (ppm)

É uma forma de indicar a concentração de soluções muito diluídas. Corresponde ao número de partes de soluto em 1 milhão de partes de solução.

Assim, uma solução 10 ppm apresenta 10 partes do soluto em 1 milhão de partes de solução. Se cada parte equivale a 1 grama, temos 10 gramas de soluto em 1 milhão de gramas (1 tonelada) de solução ou $10 \text{ ppm} = 10 \text{ mg/kg}$. Como a solução é muito diluída, a densidade da solução é $d = 1 \text{ g/L}$, portanto $10 \text{ ppm} = 10 \text{ mg/L}$.

Concentração comum (C)

Indica a massa de soluto m_1 presente em cada litro de solução. Pode ser calculada pela expressão:

$$C = \frac{m_1}{V}$$

Unidade mais comum: g/L

Assim, uma solução de cloreto de sódio de concentração 12 g/L contém 12 g de NaCl em cada litro de solução.

EXERCÍCIO RESOLVIDO

Uma solução aquosa de cloreto de sódio tem concentração igual a 42,5 g/L. Determinar a massa de sal presente em 0,5 L de solução.

Resolução

$$C = 42,5 \text{ g/L}$$

$$V = 0,5 \text{ L}$$

$$C = \frac{m_1}{V} \Rightarrow 42,5 = \frac{m_1}{0,5} \Rightarrow m_1 = 21,25 \text{ g}$$

Resposta

A massa de NaCl é igual a 21,25 g.

Densidade da solução (d)

É a massa de solução (m) contida em certo volume. Pode ser calculada pela expressão:

$$d = \frac{m}{V}$$

A densidade é comumente expressa em g/mL.

Assim, uma solução de ácido sulfúrico, cuja $d = 1,2 \text{ g/mL}$, significa que cada mililitro de solução contém massa correspondente a 1,2 g.

206

EXERCÍCIO RESOLVIDO

Determinar o volume de uma solução aquosa de NaOH que contém 20 g de solução, sabendo que sua densidade é igual a 1,2 g/mL.

Resolução

$$m = 20 \text{ g}$$

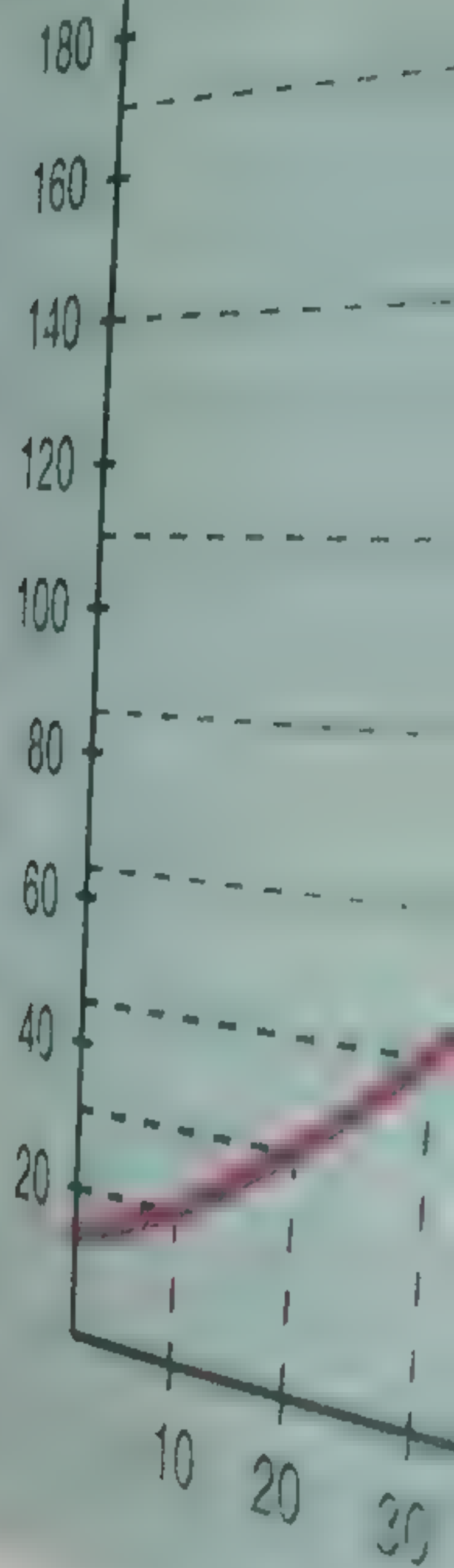
$$d = 1,2 \text{ g/mL}$$

$$d = \frac{m}{V} \Rightarrow V = \frac{m}{d} = \frac{20}{1,2} = 16,7 \text{ mL}$$

Resposta

O volume da solução é igual a 16,7 mL.

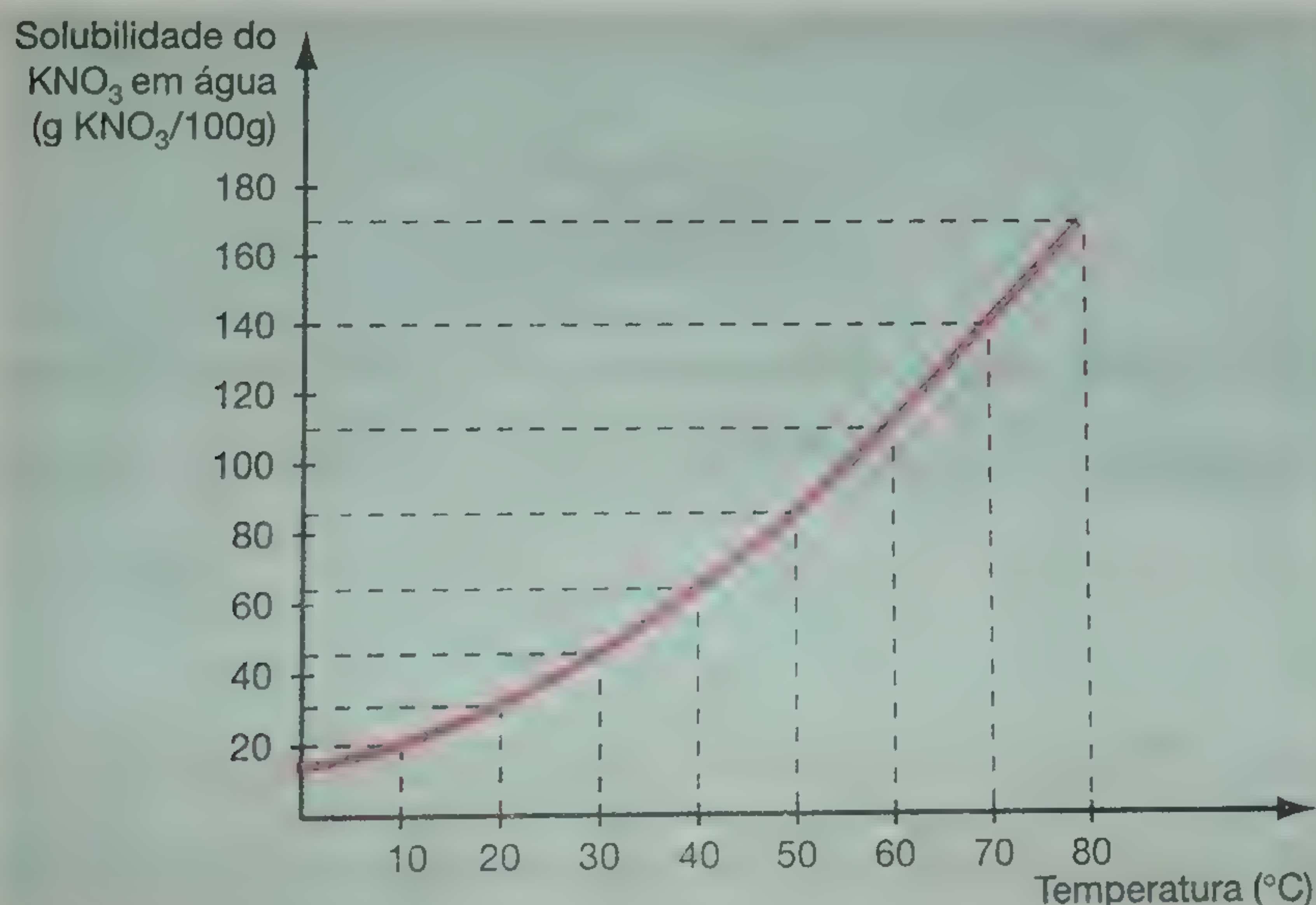
Solubilidade do KNO_3 em água
(g KNO_3 /100g)



EXERCÍCIOS

1. Uma solução aquosa de acetato de bário a 20% em massa contém 5 g do sal dissolvido. Calcule a massa de solvente na solução.
2. A partir da análise de uma amostra de vinagre (solução aquosa de ácido acético), um químico anotou em seu rótulo a seguinte informação: 6% em volume. O que representa esse dado?
3. Calcule o título em volume ou °GL de uma solução de álcool etílico formada por 200 mL de álcool em 1 L de solução.
4. (Unicamp-SP) Uma solução saturada de nitrato de potássio (KNO_3) constituída, além do sal, por 100 g de água está à temperatura de 70 °C. Essa solução é resfriada a 40 °C, ocorrendo precipitação de parte do sal dissolvido. Calcule:
 - a) a massa do sal que precipitou.
 - b) a massa do sal que permaneceu em solução.

A seguir, o gráfico da solubilidade do nitrato de potássio em função da temperatura.



5. Sabendo que uma solução de ácido sulfúrico tem $C = 50 \text{ g/L}$, determine o volume dessa solução que contém 2,5 g do ácido.
6. Uma solução de ácido fosfórico tem $d = 1,5 \text{ g/mL}$. Determine a massa de solução correspondente a 150 cm^3 de solução.
7. Na região de Peixoto de Andrade (MT), o minério de ouro contém 112 partes por milhão (112 ppm). Isso significa que:
 - a) contém 112 gramas de ouro em 1 milhão de toneladas de minério.
 - b) contém 112 gramas de ouro em um quilograma de minério.
 - c) contém uma tonelada de ouro em 112 toneladas de minério.
 - d) contém 112 gramas de ouro em uma tonelada de minério.
 - e) n.d.a.

Fração molar de soluto (x_1) e de solvente (x_2)

Denomina-se fração molar de soluto numa solução a relação entre o número de mols de soluto (n_1) e o número total de mols das substâncias que constituem a solução.

$$x_1 = \frac{n_1}{n}$$

ou

$$x_1 = \frac{n_1}{n_1 + n_2}$$

Unidade: número puro

Fração molar do solvente (x_2) é a relação entre o número de mols do solvente e o número total de mols presente na solução.

$$x_2 = \frac{n_2}{n}$$

ou

$$x_2 = \frac{n_2}{n_1 + n_2}$$

Unidade: número puro

Somando-se as frações molares do soluto e do solvente, o resultado será sempre igual a 1.

$$x_2 + x_1 = 1$$

Por exemplo, uma solução aquosa em que o H_3PO_4 apresenta uma fração molar igual a 0,4 tem, em cada mol da solução, 0,4 mol do ácido e 0,6 mol da água.

208

EXERCÍCIO RESOLVIDO

Uma solução foi preparada dissolvendo-se 4 g de NaOH em 90 g de água. Determinar a fração molar do soluto e do solvente.

Dados: Na = 23; H = 1; O = 16

Resolução

$$\text{NaOH} \begin{cases} m_1 = 4 \text{ g} \\ M_1 = 40 \text{ g/mol} \end{cases} \Rightarrow n_1 = \frac{m_1}{M_1} = \frac{4}{40} = 0,1 \text{ mol}$$

$$\text{H}_2\text{O} \begin{cases} m_2 = 90 \text{ g} \\ M_2 = 18 \text{ g/mol} \end{cases} \Rightarrow n_2 = \frac{m_2}{M_2} = \frac{90}{18} = 5 \text{ mols}$$

$$x_1 = \frac{n_1}{n_1 + n_2} = \frac{0,1}{0,1 + 5} = 0,02$$

$$x_2 = \frac{n_2}{n_1 + n_2} = \frac{5}{0,1 + 5} = 0,98$$

Pode ser também calculado por:

$$x_1 + x_2 = 1 \Rightarrow x_2 = 1 - x_1 \Rightarrow x_2 = 1 - 0,02 \Rightarrow x_2 = 0,98$$

Resposta

A fração molar do soluto é 0,02 e a do solvente é 0,98.

Concentração molar (molalidade)

É o número de mols do soluto por quilograma de solvente. Pode ser calculada pela expressão:

$$\omega = \frac{n_1}{m_2(\text{kg})}$$

Se a massa do solvente for expressa em gramas, a expressão resulta:

$$\omega = \frac{n_1}{\frac{m_2}{1000}} \Rightarrow \omega = \frac{1000 n_1}{m_2}$$

Unidade: molal, ou número de mols de soluto por 1 000 g de solvente.

Por exemplo, uma solução aquosa de ácido nítrico 2 molal contém 2 mols de HNO_3 dissolvidos em 1 000 g de água.

EXERCÍCIO RESOLVIDO

Sabendo-se que uma solução foi preparada dissolvendo-se 0,2 mol de cloreto de amônio em 200 g de água, qual será a concentração molar da solução?

Resolução

$$n_1 = 0,2 \text{ mol}$$

$$m_2 = 200 \text{ g} = 0,2 \text{ kg}$$

$$\omega = \frac{n_1}{m_2(\text{kg})} = \frac{0,2}{0,2} = 1$$

Resposta

A concentração molar da solução é de 1 molal.

Concentração molar da solução (M)

É o número de mols do soluto dissolvido em 1 L de solução. Pode ser calculado pela expressão:

$$M = \frac{n_1}{V} \quad \text{ou} \quad M = \frac{m_1}{M_1 \cdot V}$$

Unidade: molar (M) ou mol/L

Exemplo:

Uma solução 0,5 mol/L de ácido clorídrico contém meio mol de HCl por litro de solução.

EXERCÍCIO RESOLVIDO

Calcular a massa de cloreto de cálcio necessária para preparar 100 mL de solução 0,2 mol/L.
Dados: Ca = 40; Cl = 35,5

Resolução

$$M_1 = 111 \text{ g/mol}$$

$$M = 0,2 \text{ mol/L}$$

$$V = 100 \text{ mL} = 0,1 \text{ L}$$

$$M = \frac{m_1}{M_1 \cdot V} \Rightarrow 0,2 = \frac{m_1}{111 \cdot 0,1} \Rightarrow m_1 = 2,22 \text{ g}$$

Resposta

Devemos dissolver 2,22 g do sal.

210

EXERCÍCIOS

- Considerando uma solução que contém dois solutos dissolvidos num solvente, mostre, aplicando os conceitos, que a soma das frações molares dos componentes da mistura é igual a 1.
- Considere uma solução aquosa de sulfeto de sódio a 28% em massa. Determine as frações molares do soluto e do solvente nessa solução.
- Calcule a concentração molar de uma solução que contém 3,42 g de sacarose (açúcar comum) em 200 g de água.
Dados: sacarose: $C_{12}H_{22}O_{11}$ (H = 1; C = 12; O = 16)

11. Considere uma solução de hidróxido de sódio a 40% em massa. Determine a concentração molar da solução.
12. Determine a concentração molar de uma solução que contém 3,6 g de glicose ($C_6H_{12}O_6$) dissolvidos em 250 cm^3 de solução.

Concentração normal (normalidade)

Para expressar essa concentração de solução, é necessário conhecer o equivalente-grama (E) de substâncias.

Equivalente-grama de um ácido

É a massa do ácido que contém 1 mol de H^+ .

$$E = \frac{M}{n^\circ H^+}$$

Exemplos:

$$E_{H_2SO_4} = \frac{M}{2} = \frac{98}{2} = 49 \quad E_{H_2SO_4} = 49\text{ g}$$

$$E_{H_3PO_3} = \frac{M}{2} = \frac{82}{2} = 41 \quad E_{H_3PO_3} = 41\text{ g}$$

Equivalente-grama de uma base

É a massa da base que contém 1 mol de OH^- .

$$E = \frac{M}{n^\circ \text{ de } OH^-}$$

Exemplo:

$$E_{Ba(OH)_2} = \frac{M}{2} = \frac{171}{2} = 85,5 \quad E_{Ba(OH)_2} = 85,5\text{ g}$$

Equivalente-grama de um sal

É a massa da substância que contém 1 mol de cargas positivas ou negativas.

$$E = \frac{M}{\text{valência total do cátion}}$$

Exemplo:

$$E_{Na_2CO_3} = \frac{M}{2} = \frac{106}{2} = 53 \quad E_{Na_2CO_3} = 53\text{ g}$$

Cálculo do número de equivalente-grama (e) de uma substância

O número de equivalentes-grama de uma substância pode ser calculado por meio da relação entre a massa da substância (m) e o seu equivalente-grama (E).

$$e = \frac{m}{E}$$

Cálculo da normalidade

É a relação entre o número de equivalentes do soluto (e_1) e o volume da solução (V) medido em litro.

$$N = \frac{e_1}{V}$$

ou

$$N = \frac{m_1}{E_1 \cdot V}$$

Unidade: eq/L ou N

Exemplo:

Uma solução de ácido sulfúrico 0,1 eq/L contém 0,1 equivalente-grama de ácido sulfúrico em cada litro de solução.

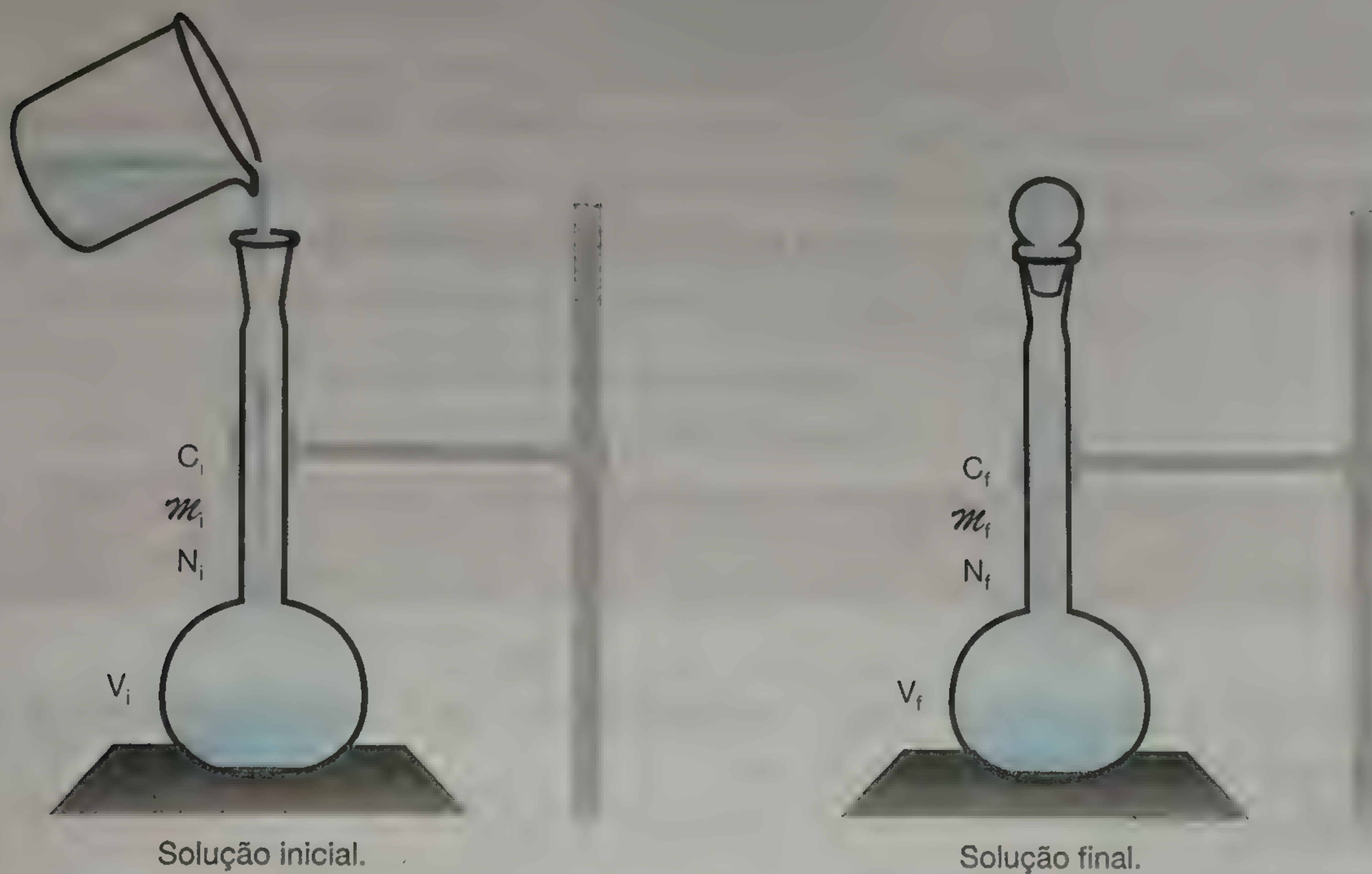
EXERCÍCIOS

13. Determine o valor do equivalente-grama (E) e o número de equivalente-grama (e) das substâncias abaixo:
 - a) 6,52 g de ácido fosfórico;
 - b) 78 g de hidróxido de alumínio;
 - c) 12 g de carbonato de amônio.
14. Determine a concentração normal de uma solução aquosa de ácido sulfúrico que foi preparada pela adição de 9,8 g do ácido em água suficiente para obter 500 mL de solução.
15. Há 1 L de ácido sulfúrico a 95% em massa, cuja densidade é 1,84 g/mL. Determine:
 - a) a concentração comum;
 - b) a concentração molar;
 - c) a concentração normal.
16. Uma solução de ácido sulfúrico cuja concentração é 19,6 g/L apresenta densidade igual a 1,1 g/mL. Determine:
 - a) o título em massa da solução;
 - b) a concentração molar da solução;
 - c) a concentração molal da solução;
 - d) a fração molar do soluto;
 - e) a concentração normal da solução.
17. Em uma solução aquosa de hidróxido de sódio, a fração molar do soluto é 0,1. Calcule:
 - a) a porcentagem em massa;
 - b) a fração molar do solvente;
 - c) a concentração molal.

Diluição de soluções

Diluir significa adicionar solvente a uma solução.

A solução final tem volume maior, mas a quantidade de soluto permanece a mesma.



A comparação entre a solução inicial e a final nos leva às seguintes conclusões:

- possuem a mesma massa de soluto;
- $V_{\text{final}} = V_{\text{inicial}} + V_{\text{solvente}}$;
- a concentração final é menor que a inicial.

Os cálculos referentes à diluição baseiam-se sempre no estabelecimento da igualdade das quantidades de soluto em ambas as soluções, ou seja, a mesma massa, ou o mesmo número de mol, ou o mesmo número de equivalentes-grama.

Dessa forma, é possível calcular a concentração da solução obtida após a diluição.

$$\text{Solução inicial} \quad \begin{cases} m_i = \frac{n_i}{V_i} \\ n_i = m_i V_i \end{cases}$$

$$\text{Solução final} \quad \begin{cases} m_f = \frac{n_f}{V_f} \\ n_f = m_f V_f \end{cases}$$

Como $n_i = n_f$, tem-se:

$$m_i V_i = m_f V_f \quad \therefore \quad m_f = \frac{m_i V_i}{V_f}$$

Analogamente, podem-se fazer os cálculos das novas concentrações em função da concentração comum e da concentração normal:

$$C_i V_i = C_f V_f$$

$$N_i V_i = N_f V_f$$

Embora corresponda ao processo inverso (retirada de solvente por evaporação), na concentração de uma solução a massa de soluto também permanece a mesma. São válidas, portanto, as mesmas expressões matemáticas da diluição.

EXERCÍCIOS

18. Diluem-se 200 mL de solução 0,1 mol/L de cloreto de cálcio a 1 L com água destilada. Dê a concentração da solução final expressa em:
 - a) concentração molar;
 - b) concentração normal;
 - c) concentração comum.
19. Foram adicionados 190 cm³ de água pura a 10 mL de uma solução aquosa 0,4 mol/L de ácido fosfórico. Calcule a concentração molar da solução obtida.
20. Qual é o volume de água que deve ser adicionado a 200 cm³ de uma solução 2 eq/L de ácido sulfúrico a fim de que a sua concentração normal resulte 0,5 eq/L?
21. Para preparar uma solução de NH_{3(aq)} 6,0 mol/L, podem-se medir 120 mL de NH_{3(aq)} 15 mol/L e:
 - a) acrescentar 100 mL de água.
 - b) acrescentar 250 mL de água.
 - c) acrescentar 450 mL de água.
 - d) diluir a 200 mL com água.
 - e) diluir a 300 mL com água.

Titulometria ou volumetria

É o processo que permite determinar a concentração de uma solução com auxílio de outra de concentração conhecida.

Solução padrão é aquela cuja concentração se conhece. *Solução-problema* é aquela de que se pretende determinar a concentração.

A titulometria é feita por meio da medida dos volumes empregados na reação total entre as soluções, por isso é denominada volumetria.

Titulação é a operação em que a solução padrão é adicionada gota a gota à solução-problema. Durante o processo, os solutos reagem entre si e, para determinar o fim da reação, utilizam-se substâncias denominadas indicadores. Os indicadores, ao mudarem de cor — chamado ponto de equivalência ou ponto de viragem —, mostram que os reagentes estão presentes em proporções estequiométricas.

Cálculo da titulometria

Para determinar a concentração da solução-problema, podem ser feitos os seguintes cálculos:

Cálculo da concentração molar

No cálculo da concentração molar da solução é necessário:

- escrever a equação química da titulação;
- determinar a relação de mols dos reagentes;
- medir os volumes utilizados de solução-problema e solução padrão.

Na equação genérica:



proporção em mol:

a : b

volume utilizado:

V_A V_B

solução padrão

solução-problema

Portanto, podemos escrever:

$$n_A = M_A V_A \quad n_B = M_B V_B$$

$$\frac{n_A}{n_B} = \frac{a}{b} \quad \frac{M_A V_A}{M_B V_B} = \frac{a}{b}$$

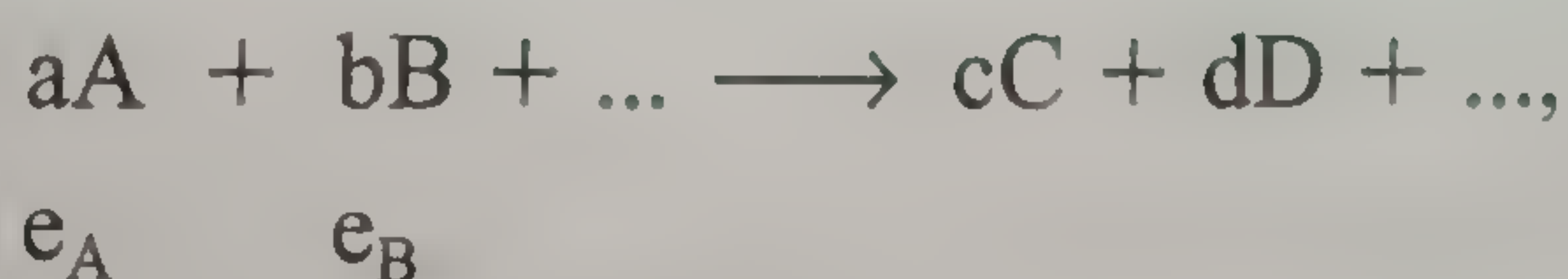
$$M_B = \frac{M_A V_A}{V_B} \cdot \frac{b}{a}$$

Cálculo da concentração normal

Esse cálculo baseia-se no princípio da equivalência, que diz:

Numa reação química, o número de equivalentes-grama de cada reagente e de cada produto é o mesmo.

Na equação genérica:



representa-se por e_A e e_B os números de equivalentes-grama de A e B respectivamente. Ao final da reação, teremos:

$$e_A = e_B$$

Na titulação, o ponto de equivalência corresponde ao término da reação e, portanto, todo o soluto da solução-problema já reagiu com o da solução padrão ($e_A = e_B$). Lembrando que:

$$N_A = \frac{e_A}{V_A} \quad e_A = N_A V_A$$

$$N_B = \frac{e_B}{V_B} \quad e_B = N_B V_B$$

podemos escrever:

$$N_A V_A = N_B V_B$$

Essa igualdade vale apenas para o ponto de equivalência; quanto mais próximo desse ponto interrompermos a titulação, melhores serão os resultados obtidos.

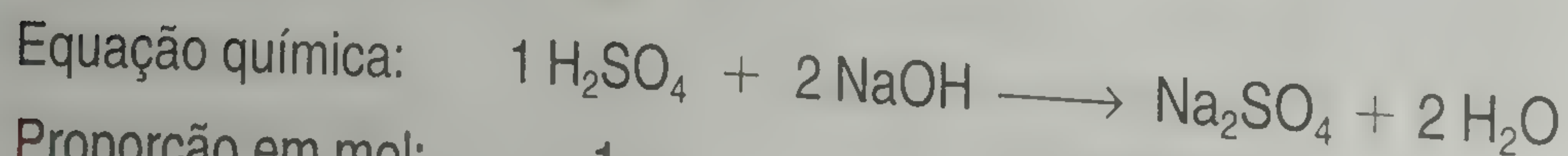
EXERCÍCIOS RESOLVIDOS

1. 50 cm³ de uma solução de H₂SO₄ exigem, na sua titulação, 25 cm³ de uma solução de hidróxido de sódio 0,1 M. Qual a molaridade da solução de ácido sulfúrico?

Resolução

Solução de H₂SO₄ $V_A = 50 \text{ cm}^3 \text{ ou } 50 \cdot 10^{-3} \text{ L}$
 $M_A = ?$

Solução de NaOH $V_B = 25 \text{ cm}^3 \text{ ou } 25 \cdot 10^{-3} \text{ L}$
 $M_B = 0,1 \text{ M}$



Proporção em mol: 1 : 2

Volume utilizado: $50 \cdot 10^{-3} \text{ L} \quad 25 \cdot 10^{-3} \text{ L}$

Sabemos que: $\frac{M_A V_A}{M_B V_B} = \frac{1}{2}$

$$M_A = \frac{0,1 \cdot 25 \cdot 10^{-3}}{50 \cdot 10^{-3} \cdot 2} = 0,025$$

$$M_A = \frac{M_B V_B}{V_A} \cdot \frac{1}{2}$$

$$M_A = 0,025$$

Resposta

A concentração molar da solução é 0,025 M.

2. 50 cm³ de uma solução de H₂SO₄ exigem, na sua titulação, 25 cm³ de uma solução de hidróxido de sódio 0,1 N. Qual a concentração normal da solução de ácido sulfúrico?

Resolução

Solução de H_2SO_4 $V_A = 50 \text{ cm}^3$ ou $50 \cdot 10^{-3} \text{ L}$
 $N_A = ?$

Solução de NaOH $V_B = 25 \text{ cm}^3$ ou $25 \cdot 10^{-3} \text{ L}$
 $N_B = 0,1 \text{ N}$

De acordo com o princípio da equivalência:

$$N_A V_A = N_B V_B$$

$$N_A \cdot 50 \cdot 10^{-3} = 25 \cdot 10^{-3} \cdot 0,1$$

$$N_A = \frac{25 \cdot 10^{-3} \cdot 0,1}{50 \cdot 10^{-3}} = 0,05 \quad N_A = 0,05 \text{ N}$$

Resposta

A concentração normal da solução de ácido sulfúrico é 0,05 N.

EXERCÍCIOS

22. 30 cm^3 de solução de NH_4OH são titulados com 20 cm^3 de solução de HCl 0,5 eq/L. Calcule:
 a) a concentração normal da solução de NH_4OH ;
 b) a concentração molar da solução de NH_4OH .
23. 50 cm^3 de uma solução de KOH exigem, na titulação, 30 cm^3 de solução de HCl 1,5 M. Qual a massa de KOH existente na solução?
24. (EEM-SP) Vinte mililitros de uma solução ácida cuja concentração é de $6,125 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$ consumiram, para sua completa neutralização, 25 mL de uma solução 0,1 M de KOH . Calcule o equivalente-grama do ácido.
25. (Vunesp-SP) O eletrólito empregado em baterias de automóvel é uma solução aquosa de ácido sulfúrico. Uma amostra de 7,50 mL da solução de uma bateria requer 40,0 mL de hidróxido de sódio 0,75 mol/L para sua neutralização completa. Calcule a concentração molar do ácido na solução da bateria.
26. (FAAP-SP) Calcule o grau de pureza de uma amostra de 4,80 g de hidróxido de sódio, sabendo que uma alíquota de 10 mL de uma solução de 100 mL desse material consumiu, na titulação, 20,0 mL de uma solução 0,25 mol/L de H_2SO_4 . Considere que as impurezas presentes na massa de amostra são inertes ao ácido.



O processo de mumificação utilizava a osmose das células na conservação do cadáver

16

***Soluções:
efeitos
coligativos***

Algumas propriedades de sistemas homogêneos dependem da presença ou não de soluto e do número de partículas dispersas do soluto na solução. Essa é a razão pela qual a água do mar, quando aquecida, entra em ebulição em temperatura superior a $100\text{ }^{\circ}\text{C}$ sob pressão de 1 atm e solidifica em temperatura inferior a $0\text{ }^{\circ}\text{C}$ nas mesmas condições. Essas propriedades, chamadas coligativas, não dependem da natureza do soluto, mas apenas da concentração de suas partículas presentes na solução.

O acréscimo de aditivos na água do radiador de automóveis tem a finalidade de aumentar o seu ponto de ebulição e abaixar sua temperatura de solidificação.

As propriedades coligativas explicam a passagem de solvente através da membrana semipermeável que separa um meio mais concentrado (hipertônico) de outro menos concentrado (hipotônico).

A inconveniência de se temperar uma salada muito tempo antes do seu consumo esbarra nos efeitos coligativos que a presença do soluto no tempero provoca nas células vegetais, desidratando-as por osmose e fazendo com que o vegetal murche.

Pressão de vapor de líquidos puros

Na evaporação de um líquido, as moléculas escapam para o meio ambiente e o líquido fica na presença de seus vapores. A pressão exercida por esses vapores sobre a superfície do líquido é denominada *pressão de vapor do líquido*.

A evaporação ocorre até que a vaporização do líquido se dê com a mesma velocidade que a condensação dos vapores. É estabelecido um equilíbrio dinâmico entre o líquido e o vapor. Este é denominado *vapor saturante*. A pressão de vapor que o vapor saturante exerce sobre a superfície do líquido denomina-se *pressão máxima de vapor do líquido*.

A ebulição de um líquido ocorre quando a sua pressão máxima de vapor torna-se igual à pressão do sistema ambiente. Durante toda a ebulição de um líquido puro, a temperatura mantém-se inalterada. Assim, por exemplo, fervendo-se a água em uma cidade litorânea, a temperatura mantém-se constante e igual a $100\text{ }^{\circ}\text{C}$ (temperatura de ebulição da água pura). Em regiões altas, a pressão atmosférica é inferior a 760 mmHg e a temperatura de ebulição da água é inferior a $100\text{ }^{\circ}\text{C}$.

A pressão máxima de vapor de cada líquido puro varia com a temperatura.

À medida que a temperatura se eleva, a pressão máxima de vapor aumenta e quando se iguala à pressão externa, o líquido entra em ebulição.

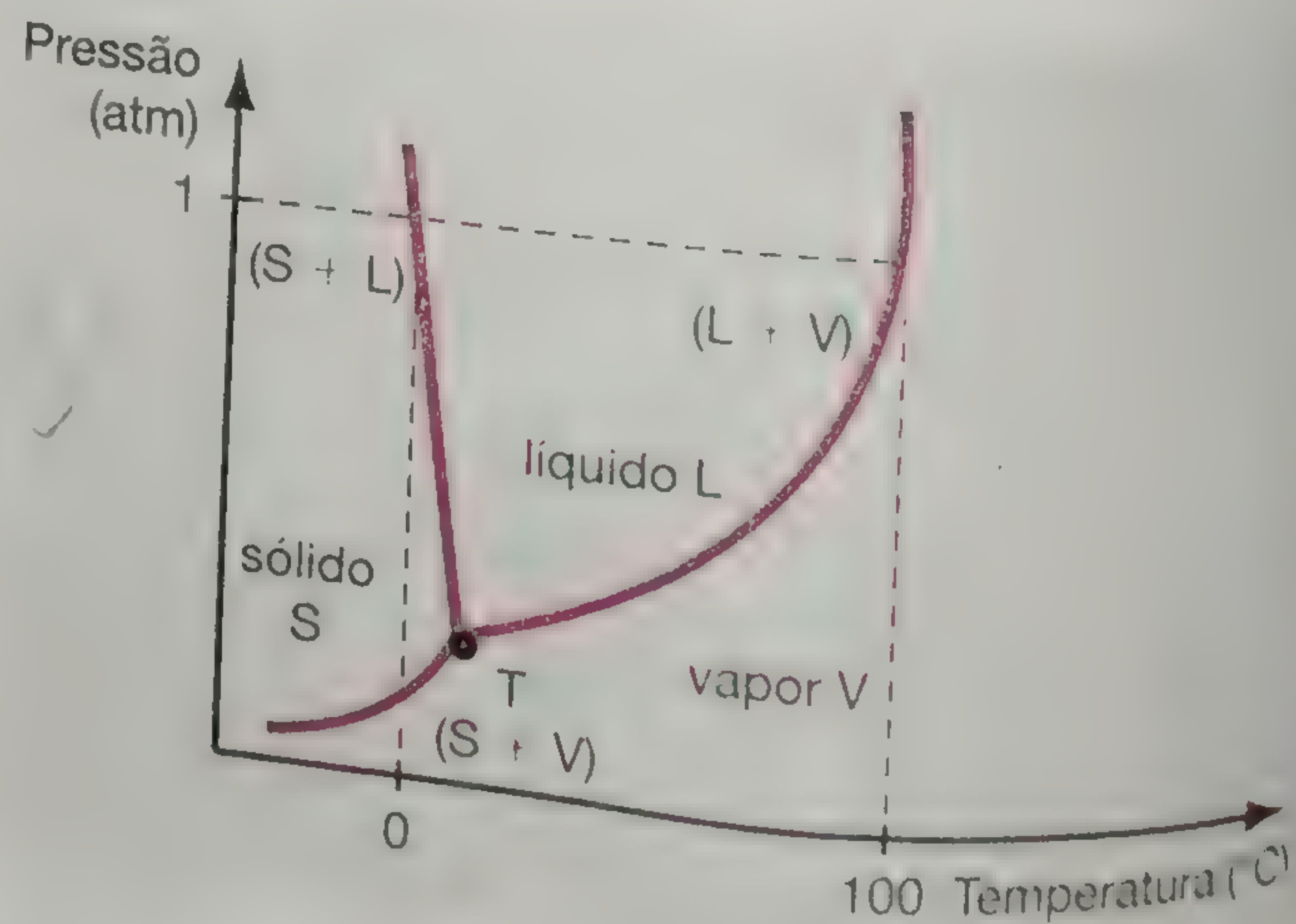
Quanto maior for a pressão máxima de vapor, mais volátil será o líquido: comparando-se a volatilidade do éter, do álcool e da água, verificamos que o éter é mais volátil pois apresenta pressão máxima de vapor maior que o álcool e a água. Veja na tabela abaixo:

LÍQUIDO	PRESSÃO MÁXIMA DE VAPOR (mmHg) A $20\text{ }^{\circ}\text{C}$
Éter etílico	442,2
Álcool etílico	43,9
Água	17,54

Diagrama de fases

As mudanças dos estados físicos podem ser representadas em um gráfico conhecido como diagrama de fases.

No caso da água, o diagrama de fases está representado no gráfico ao lado.



Observe o diagrama: no ponto T, a uma determinada pressão e temperatura, a água está em equilíbrio nos três estados físicos. Ele é denominado ponto triplo. Esse fato ocorre somente a uma determinada pressão e temperatura.

EXERCÍCIOS

1. A temperatura em que um líquido ferve num recipiente aberto é a mesma no pico de Itatiaia e em Santos? Justifique.
2. O tempo de cozimento dos alimentos é maior no litoral ou no alto da serra? Justifique.
3. Qual o processo utilizado na extração do NaCl das salinas? Explique.
4. Considerando o diagrama de fases da água, qual a região da curva em que temos:
 - a) a água sólida em equilíbrio com a água líquida?
 - b) a água sólida em equilíbrio com a água no estado de vapor?
 - c) a água líquida em equilíbrio com a água no estado de vapor?
 - d) o ponto de fusão e de ebulição ao nível do mar?

Efeitos coligativos

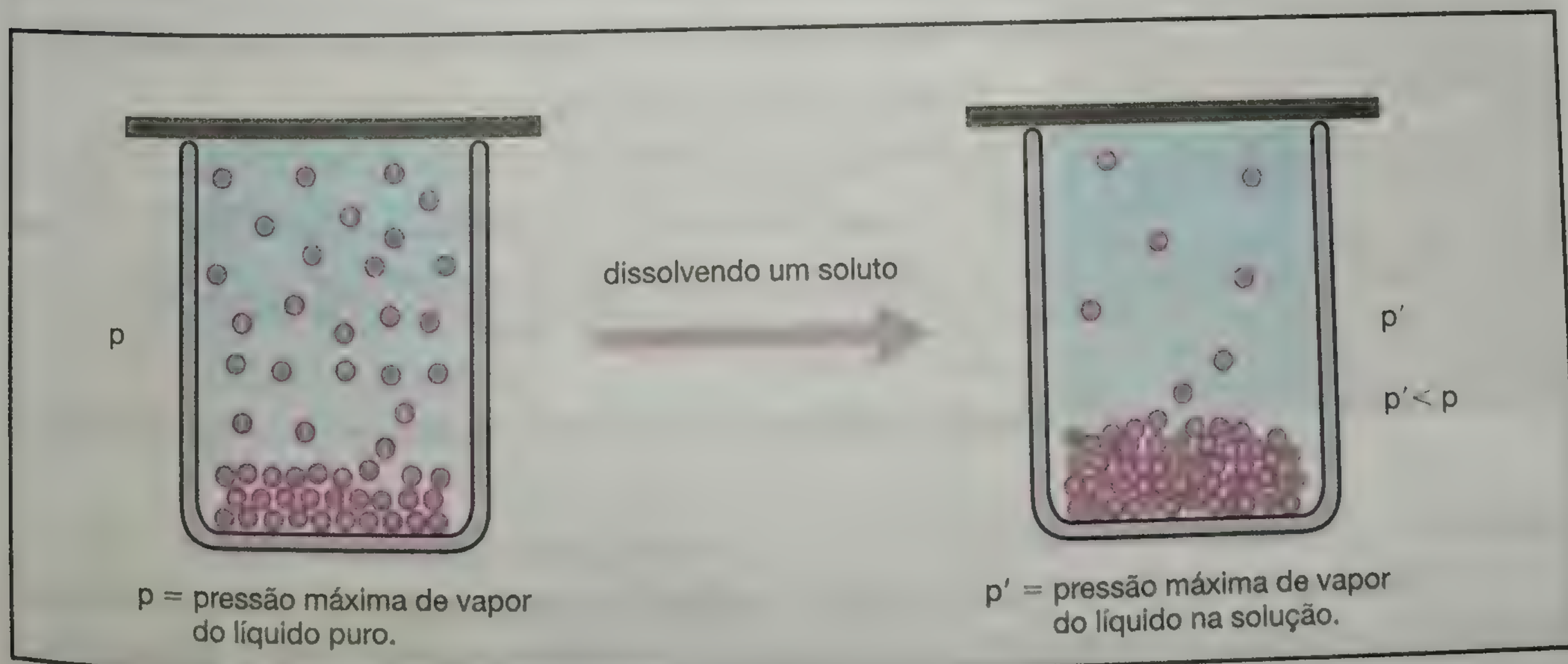
A dissolução de um soluto não-volátil em um líquido puro provoca modificações nas propriedades do líquido devido às interações entre as partículas do soluto e as do solvente, como o abaixamento da pressão máxima de vapor (Δ_p), a elevação na temperatura de ebulição (Δt_e), o abaixamento da temperatura de congelamento (Δt_c) e o aparecimento da pressão osmótica (π). Essas variações dependem do número de partículas dissolvidas.

Tonometria, ebuliometria e criometria

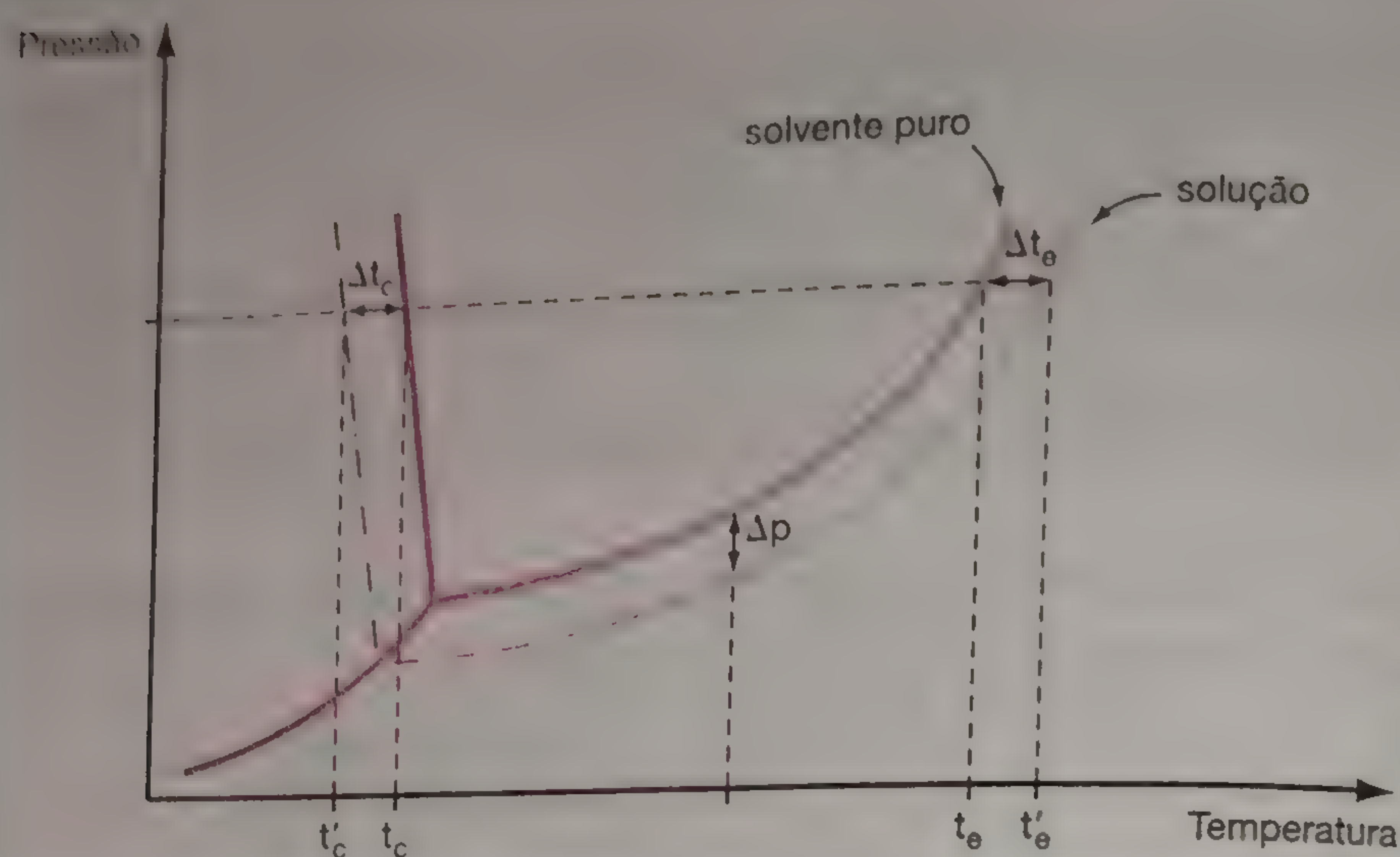
Se comparada com a água pura, uma solução aquosa apresenta menor pressão de vapor. O aumento nas concentrações da solução implica um abaixamento mais acentuado da pressão de vapor.

Esse efeito acarreta elevação na temperatura de ebulição e diminuição na temperatura de congelamento do solvente.

221



Essas variações podem ser observadas no diagrama:



A uma dada pressão (p), o solvente puro ferve a uma temperatura (t_e), enquanto na solução o solvente ferve a uma temperatura (t'_e) superior à do solvente puro.

Analogamente, observa-se que o solvente puro, nessa mesma pressão, solidifica a uma temperatura (t_c), enquanto o solvente na solução solidifica a uma temperatura (t'_c), inferior à do solvente puro.

Além disso, o solvente puro apresenta pressão de vapor (p) superior à do solvente em solução (p') em qualquer temperatura.

O efeito coligativo tonometria refere-se ao abaixamento relativo da pressão máxima de vapor $\left(\frac{\Delta p}{p}\right)$; ebuliometria, à elevação da temperatura de ebulição (Δt_e) e criometria, ao abaixamento da temperatura de congelamento (Δt_c).

Resumindo, temos:

222

TONOMETRIA	Abaixamento relativo da pressão máxima de vapor $\frac{\Delta p}{p} \longrightarrow \frac{p - p'}{p}$
EBULIOMETRIA	Elevação na temperatura de ebulição $\Delta t_e \longrightarrow t'_e - t_e$
CRIMETRIA	Abaixamento da temperatura de congelamento $\Delta t_c \longrightarrow t_c - t'_c$

Cálculos

O abaixamento relativo da pressão máxima de vapor, a elevação da temperatura de ebulição e o abaixamento da temperatura de congelamento ou solidificação, obser-

vados em soluções diluídas e moleculares, podem ser calculados em função da concentração molar da solução:

$$\frac{\Delta p}{p} = K_t \cdot \omega$$

$$\Delta t_e = K_e \cdot \omega$$

$$\Delta t_c = K_c \cdot \omega$$

Em cada expressão, há uma constante de proporcionalidade que depende das características do solvente puro.

Para a água:

- K_t (constante tonométrica) = 0,018 °C/mol
- K_e (constante ebuliométrica) = 0,52 °C/molal
- K_c (constante criométrica) = 1,86 °C/molal

Observação

Em soluções *aquosas e diluídas*, a concentração molar é aproximadamente igual à concentração molal. Portanto, nas expressões fornecidas anteriormente, podemos usar a concentração em mol/L.

EXERCÍCIOS

5. Em que condições a água pode ferver a 100 °C?
6. A água atinge a fervura mais rapidamente se estiver em panela com ou sem tampa? Justifique.
7. Considerando-se duas soluções aquosas A, de glicose (1 mol/L), e B, de sacarose (2 mol/L), pergunta-se:
 - a) Qual delas apresenta maior número de partículas de soluto?
 - b) Qual delas começa a ferver a uma temperatura mais elevada?
 - c) Qual delas começa a congelar a uma temperatura mais baixa?
8. (UFSCar) Resfriando-se progressivamente um sistema constituído por uma substância pura, quando começar a passagem do estado líquido para o estado sólido, a temperatura:
 - a) permanecerá constante enquanto houver líquido presente;
 - b) permanecerá constante sendo igual ao ponto de condensação da substância;
 - c) diminuirá gradativamente;
 - d) permanecerá constante mesmo depois de todo o líquido desaparecer.
9. Tem-se uma solução aquosa de glicose. Durante a ebulição dessa solução:
 - a) o vapor formado contém água e glicose.
 - b) a solução fica cada vez mais diluída.

- c) a temperatura permanece constante.
d) a temperatura aumenta gradativamente.
10. Determine o abaixamento relativo da pressão máxima de vapor de uma solução aquosa de uréia, $\text{CO}(\text{NH}_2)_2$, constituída por 70 g de uréia e 130 g de água.
11. A pressão de vapor de uma solução que contém 25 g de um soluto em 125 g de água ao nível do mar é de 750 mmHg. Determine a massa molecular do soluto.
12. Determine a temperatura de ebulição de uma solução aquosa 0,1 mol/L de uréia.
Dados: K_e da água = $0,52^\circ\text{C}$; temperatura de ebulição da água = 100°C .
13. Calcule a temperatura de congelamento de uma solução aquosa de glicose 36% (em massa).
Dado: K_c da água = $1,86^\circ\text{C/mol}$

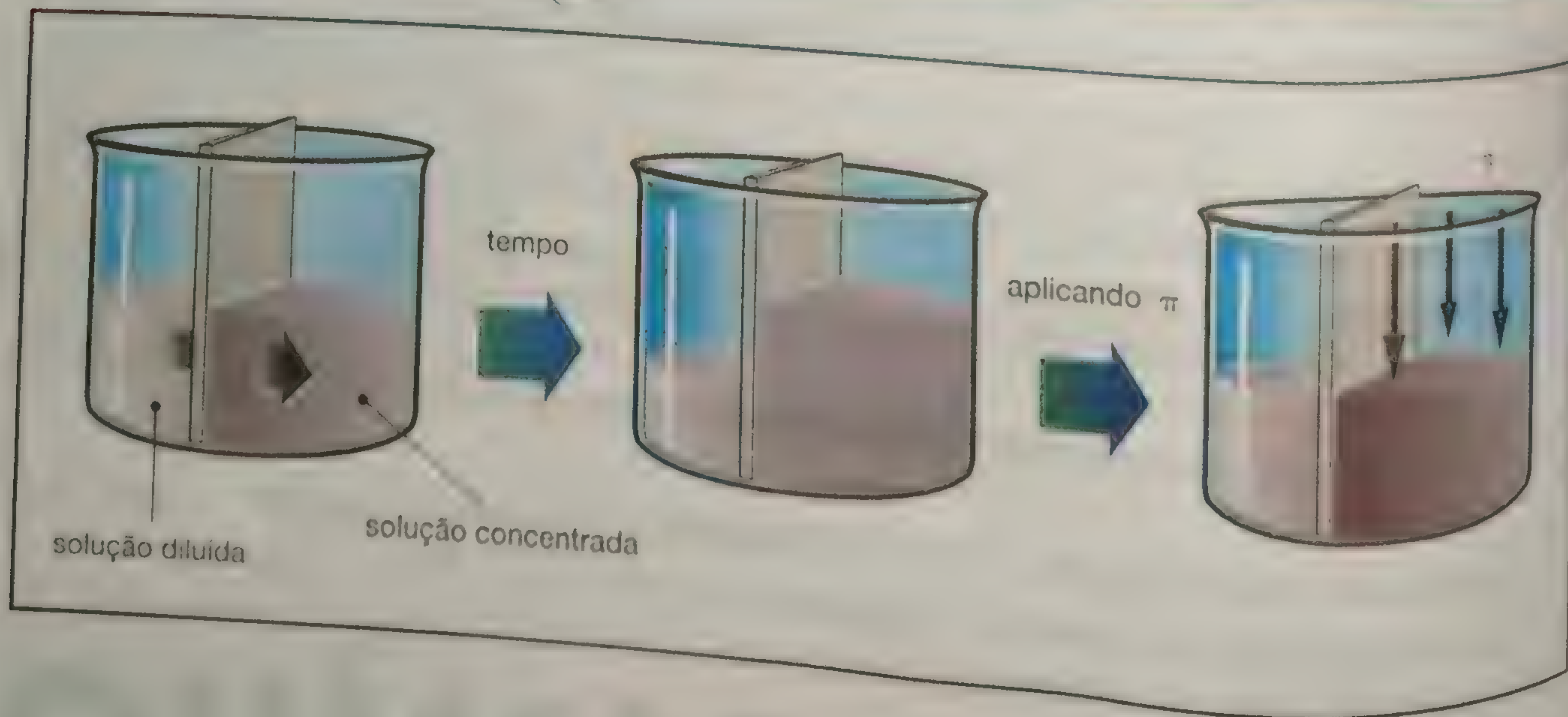
Pressão osmótica (π)

Uma solução aquosa de sacarose, separada da água pura por meio de membrana de bexiga de porco, mostra, ao final de certo tempo, que moléculas de sacarose passaram para o lado do solvente puro e que este também passou para o lado da solução. Ocorreu, portanto, a *difusão*. A bexiga de porco, que permitiu a passagem tanto do soluto quanto do solvente, é denominada membrana *permeável*.

Membrana *semipermeável* é aquela que permite a passagem apenas do solvente, impedindo que o soluto a atravesse. Isso ocorre, por exemplo, com as células.

Quando uma solução e um solvente puro são separados por uma membrana semipermeável, ocorre a passagem do solvente para a solução. O mesmo acontece quando temos duas soluções de concentrações diferentes: o solvente passa do meio hipotônico — menos concentrado — para o hipertônico — mais concentrado. Essa passagem é chamada osmose.

Pressão osmótica é a pressão que se deve exercer sobre a solução a fim de impedir a passagem do solvente para o meio mais concentrado.



...soluções de mesm
A pressão osmótica pod
...os osmômetros, e po

$$\pi = \frac{nRT}{V} \text{ ou } \pi = \frac{n}{V}RT$$

Efeitos coligativos nas s
Como as propriedades col
as soluções iônicas terão efeitos
concentração. Há necessidade, p
... de Van 't Hoff (i), que pode s

i = grau de ionização ou c
i = número total de íons e

Cada efeito coligativo pode

$$\frac{\Delta p}{p} = K_t \cdot \omega$$

$$\Delta t_f = K_c \cdot \omega \cdot i$$

PRODUTOS

membrana semipermeável
...L. Esquematize o osmose
...concentração de uma
... $^\circ\text{C}$ é aproximada
...mmHg
...mmHg

Duas soluções de mesma pressão osmótica denominam-se isotônicas.

A pressão osmótica pode ser determinada por meio de equipamentos apropriados, como os osmômetros, e pode ser calculada por meio da equação:

$$\pi V = n_1 RT$$

$$\pi = \frac{n_1 RT}{V} \quad \text{ou}$$

$$\pi = M RT$$

$$R = 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \quad \text{ou}$$

$$R = 62,3 \frac{\text{mmHg} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}}$$

T \longrightarrow temperatura Kelvin

Efeitos coligativos nas soluções iônicas

Como as propriedades coligativas dependem do número de partículas de soluto, as soluções iônicas terão efeitos maiores do que as soluções moleculares de mesma concentração. Há necessidade, portanto, de usar um fator de correção, denominado *fator de Van't Hoff* (i), que pode ser calculado por:

$$i = 1 + \alpha(q - 1)$$

α = grau de ionização ou dissociação iônica

q = número total de íons em solução aquosa por fórmula da substância considerada.

Cada efeito coligativo pode ser calculado por:

$\frac{\Delta p}{p} = K_f \cdot \omega \cdot i$	$\Delta t_c = K_e \cdot \omega \cdot i$
$\Delta t_c = K_e \cdot \omega \cdot i$	$\pi = M \cdot R \cdot T \cdot i$

225

EXERCÍCIOS

14. Uma membrana semipermeável separa uma solução 0,01 mol/L de sacarose de uma outra 0,001 mol/L. Esquematize o processo de osmose nesse sistema.
15. A pressão osmótica de uma solução formada por 0,18 g de uréia $\text{CO}(\text{NH}_2)_2$ em 100 cm^3 de água a 30 °C é aproximadamente:
- a) 560 mmHg
b) 760 mmHg
c) 5,6 mmHg
d) 430 mmHg
e) 0,56 mmHg

16. A pressão osmótica do sangue é 7 atm a 30 °C. Qual é a concentração molar de uma solução salina isotônica com o sangue, admitindo-se que o fator Van't Hoff (i) para o cloreto de sódio seja igual a 1,8?
17. Uma solução 0,13 mol/L de glicose a -23 °C é isotônica de uma solução de cloreto de cálcio a 27 °C. Sabendo que o grau de dissociação iônica do sal é de 80%, calcule a concentração molar da solução de cloreto de cálcio.
18. (Fuvest-SP) As temperaturas de início de solidificação de 3 soluções A, B, C são respectivamente T_A , T_B e T_C . As soluções em questão são aquosas, de mesma molalidade e seus respectivos solutos são: ácido acético, cloreto de hidrogênio e sacarose. Assim, pode-se afirmar que:
- a) $T_A = T_B = T_C$
 b) $T_A > T_B > T_C$
 c) $T_B > T_A = T_C$
 d) $T_A = T_B > T_C$
 e) $T_C > T_A > T_B$
19. (UEPG) A adição de aditivos em refrigeradores nas sorveterias aumenta em proporção o resfriamento da matéria-prima. Esse fato está associado na Química à:
- a) propriedade coligativa no que se refere à ebulioscopia;
 b) propriedade coligativa no que se refere à osmosecopia;
 c) tonoscopia;
 d) propriedade coligativa no que se refere à crioscopia;
 e) as alternativas c e d estão corretas.
20. (PUC-SP) O sistema no qual a água congelará a uma temperatura mais baixa será:
- a) solução aquosa 0,1 M de CaCl_2
 b) solução aquosa 0,2 M de NaOH
 c) solução aquosa 0,2 M de $\text{C}_2\text{H}_5\text{O}$ (etanol)
 d) solução aquosa 0,1 M de HCl
 e) água pura
21. (ITA-SP) Que concentração molar do soluto deve ter uma solução aquosa de BaCl_2 para que o abaixamento crioscópico seja praticamente o mesmo que o observado na solução aquosa 0,030 mol/L de NaCl?
- a) 0,015
 b) 0,020
 c) 0,030
 d) 0,045
 e) 0,060
22. (OSEC-SP) Têm-se cinco soluções aquosas diluídas de mesma concentração molar dos solutos abaixo. A solução que congela em temperatura mais próxima de 0 °C é a solução de:
- a) cloreto de sódio
 b) sacarose
 c) sulfato de alumínio
 d) ácido acético
 e) ácido sulfúrico
- Dado: O ácido acético é um ácido orgânico, fraco e monoprótico que simplificada e pode ser representado por HAc.
23. (Fatec-SP) Dentre as soluções aquosas, relacionadas abaixo, todas 0,1 molal,
- I glicose II cloreto de sódio III nitrato de potássio IV ácido acético

apresentam a mesma temperatura de ebulição:

- a) a II e a IV
- b) a II e a III
- c) a I e a II
- d) a I e a III
- e) a III e a IV

Obs.: O ácido acético é um ácido orgânico, fraco e monoprotico que simplificada-mente pode ser representado por HAc.

24. (EEM-SP) Duas soluções aquosas de KOH e NH_4OH , de mesma molalidade, são submetidas a um esfriamento. Em qual das soluções a temperatura de início de congelamento da água é mais baixa? Por quê?
25. (PUC-SP) Considere as seguintes soluções: solução A: 10,3 g do sal NaBr dissolvidos em 1 000 g de água; solução B: 9,0 g do carboidrato $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ dissolvidos em 500 g de água. Pedem-se:
- a) o valor da molalidade de cada uma delas;
 - b) a indicação, com a explicação devida, sobre qual das soluções terá maior ponto de ebulição.
26. (Unicamp-SP) As informações contidas na tabela abaixo foram extraídas de rótulos de bebidas chamadas "energéticas", muito comuns atualmente:

CADA 500 mL CONTÉM	
Valor energético	140 cal
Carboidratos (sacarose)	35 g
Sais minerais	0,015 mol*
Proteínas	0
Lipídeos	0

227

*Valor calculado a partir do rótulo


A pressão osmótica (π) de uma solução aquosa de íons e/ou moléculas pode ser calculada por $\pi = m \cdot R \cdot T$. Esta equação é semelhante àquela dos gases ideais. m é a concentração, em mol/L, de partículas (íons ou moléculas) presentes na solução. O processo de osmose que ocorre nas células dos seres vivos, inclusive nas do ser humano, deve-se, principalmente, à existência de pressão osmótica. Uma solução aquosa 0,15 mol/L de NaCl é chamada de isotônica em relação às soluções contidas nas células do homem, isto é, apresenta o mesmo valor de pressão osmótica que as células do corpo humano. Com base nestas informações e admitindo $R = 8,3 \text{ kPa} \cdot \text{L/mol} \cdot \text{K}$:

N.A.: kPa é o símbolo para quilopascal.

- a) Calcule a pressão osmótica em uma célula do corpo humano onde a temperatura é 37°C .
- b) A bebida do rótulo é isotônica em relação às células do corpo humano? Justifique. Considere que os sais adicionados são constituídos apenas por cátions e ânions monovalentes.

* Fórmula da sacarose: $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$

Areia, soda e calcário a altas temperaturas produzem vidro



17

Energia térmica nas reações químicas: termoquímica

Além dos aspectos qualitativo e quantitativo já abordados, faz também parte da Química o estudo da energia envolvida numa transformação. Nesse enfoque, podemos identificar dois tipos de reações: as que ocorrem com absorção de energia (endotérmicas) e as que liberam energia (exotérmicas).

É freqüente utilizarmos o calor liberado por uma transformação para provocar uma segunda. Assim, por exemplo, quando aquecemos uma quantidade de leite na chama do bico de gás, estamos provocando uma reação exotérmica, de queima de gás de botijão (mistura de propano e butano). A energia liberada é empregada para realizar uma segunda transformação, dessa vez endotérmica: o aquecimento do leite.

A análise termoquímica de reações permite, dentre outras coisas, comparar o poder calorífico de diversos combustíveis e determinar o mais eficiente e o mais proveitoso na relação custo/benefício.

Entalpia nas reações químicas

Cada substância tem um conteúdo energético chamado entalpia, por convenção representado por H .

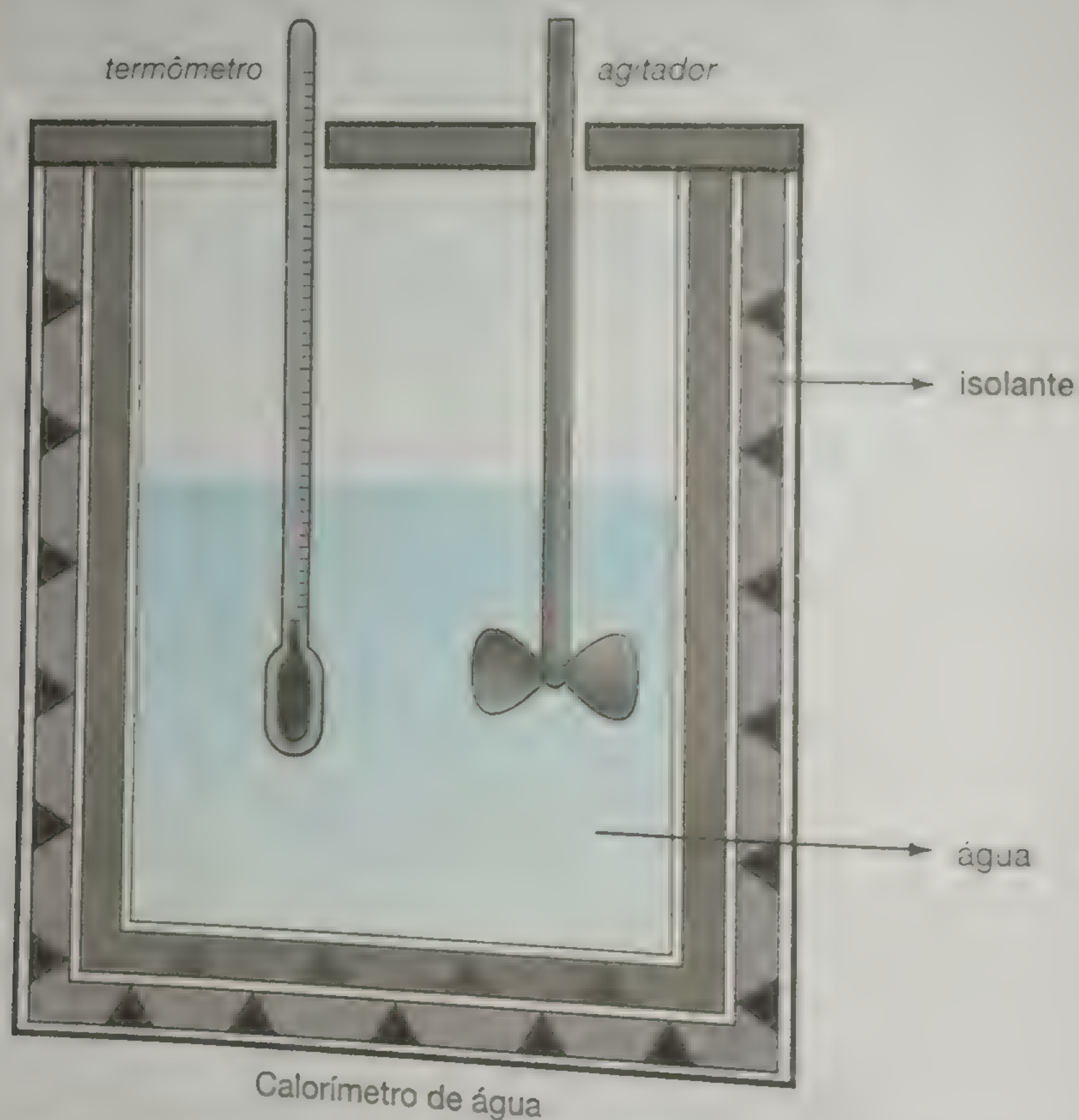
Quando ocorre uma reação, as substâncias se transformam e conseqüentemente o sistema passa a ter uma entalpia diferente.

A energia liberada ou absorvida numa transformação é chamada variação de entalpia (ΔH) ou calor da reação e pode ser medida em cal (caloria) ou J (Joule). Uma caloria é a energia que fornecida a 1 g de água faz com que sua temperatura passe de 14,5 °C a 15,5 °C.

$$\begin{aligned} 1 \text{ cal} &= 10^{-3} \text{ kcal} \\ 1 \text{ cal} &= 4,18 \text{ J} \end{aligned}$$

$$\Delta H = H_{(\text{produtos})} - H_{(\text{reagentes})}$$

A entalpia da reação pode ser determinada nos calorímetros.



O calorímetro de água é um sistema adiabático, isto é, um sistema em que não ocorrem trocas térmicas com o exterior, utilizado na determinação de calores de reação. O agitador permite manter o sistema contido no interior do calorímetro com temperatura uniforme.

Para acompanhar as variações de temperatura ocorridas durante o processo, utiliza-se um termômetro.

A quantidade de calor envolvido na reação será absorvida pela água, cuja massa é conhecida, e pelo sistema presente no calorímetro. Essa quantidade pode ser determinada conhecendo-se a capacidade calorífica do calorímetro.

Se a entalpia dos produtos é maior que a dos reagentes, a reação ocorre absorvendo calor. É *endotérmica*, $\Delta H > 0$.

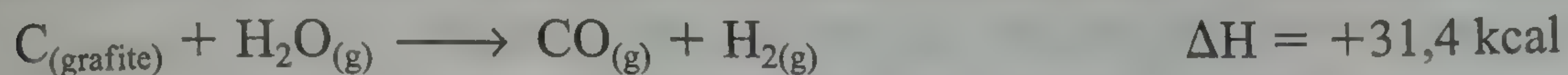
Se a entalpia dos produtos é menor que a dos reagentes, a reação ocorre com desprendimento de calor. É *exotérmica*, $\Delta H < 0$.

Essas reações podem ser representadas por meio de equações termoquímicas ou diagramas de energia.

Equações termoquímicas

Nas equações termoquímicas, além das fórmulas das substâncias envolvidas e dos ajustes dos coeficientes, é necessário destacar os seus estados de agregação, suas formas alotrópicas e as condições em que se encontram, indicando a variação da entalpia da reação.

Exemplos:



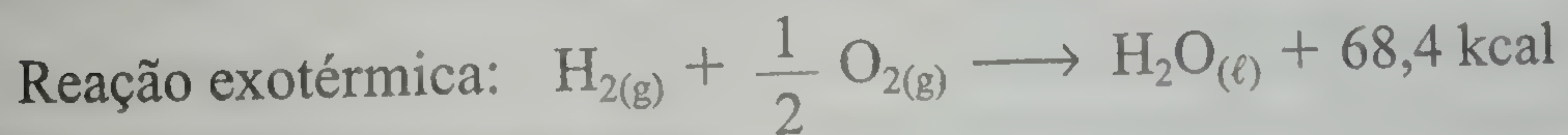
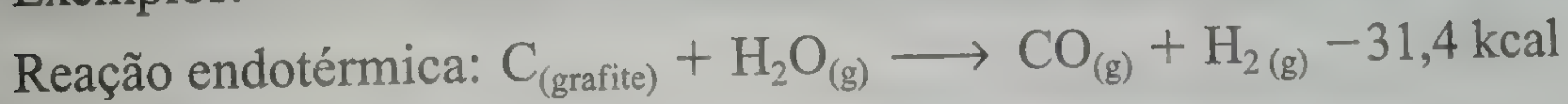
O valor positivo de ΔH indica que a reação ocorre com absorção de 31,4 kcal (reação endotérmica).



O valor negativo de ΔH indica que houve desprendimento de 68,4 kcal (reação exotérmica).

Pode-se representar essa quantidade de calor como se fosse um termo da equação.

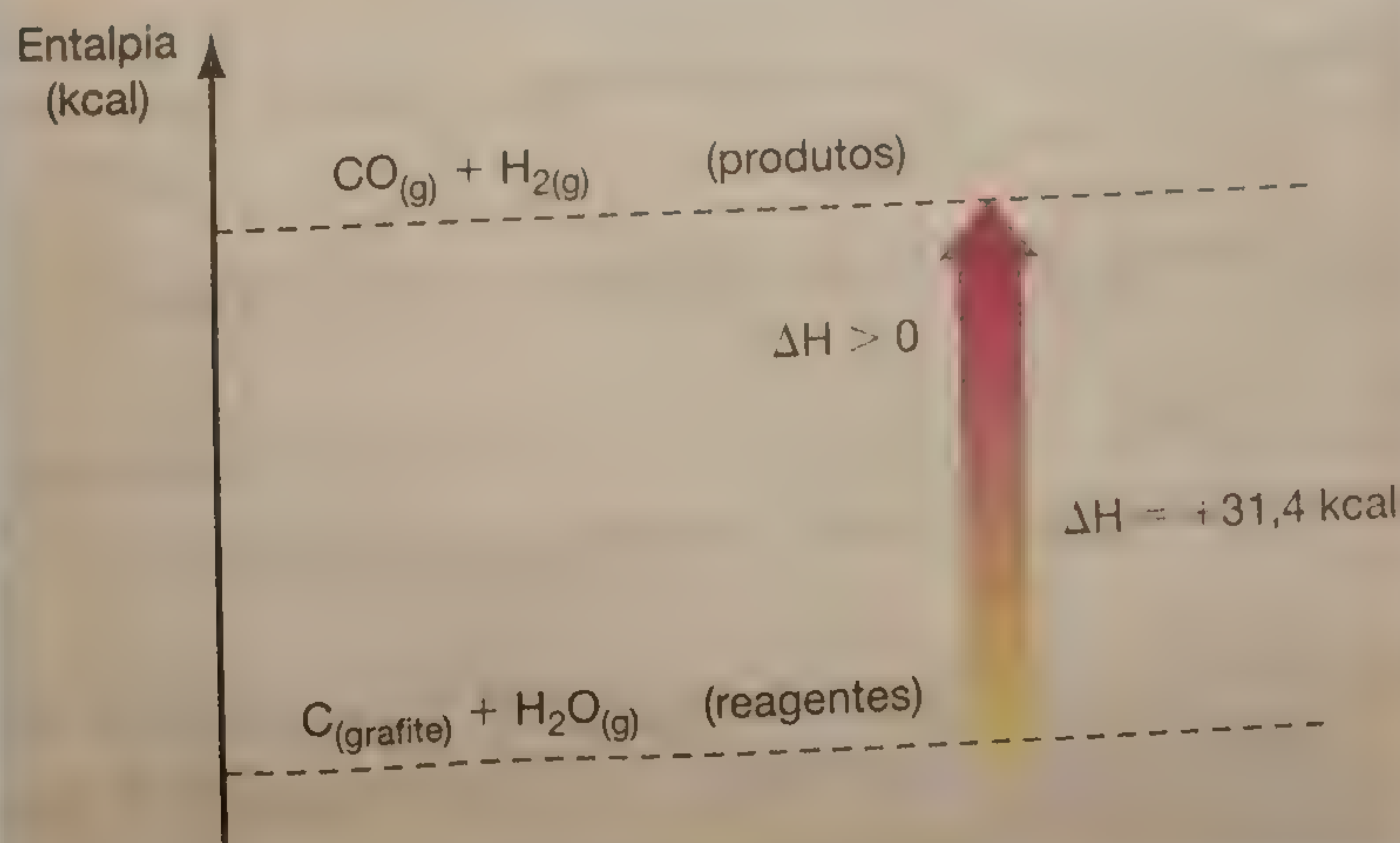
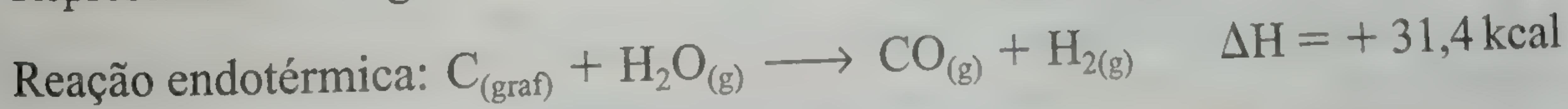
Exemplos:

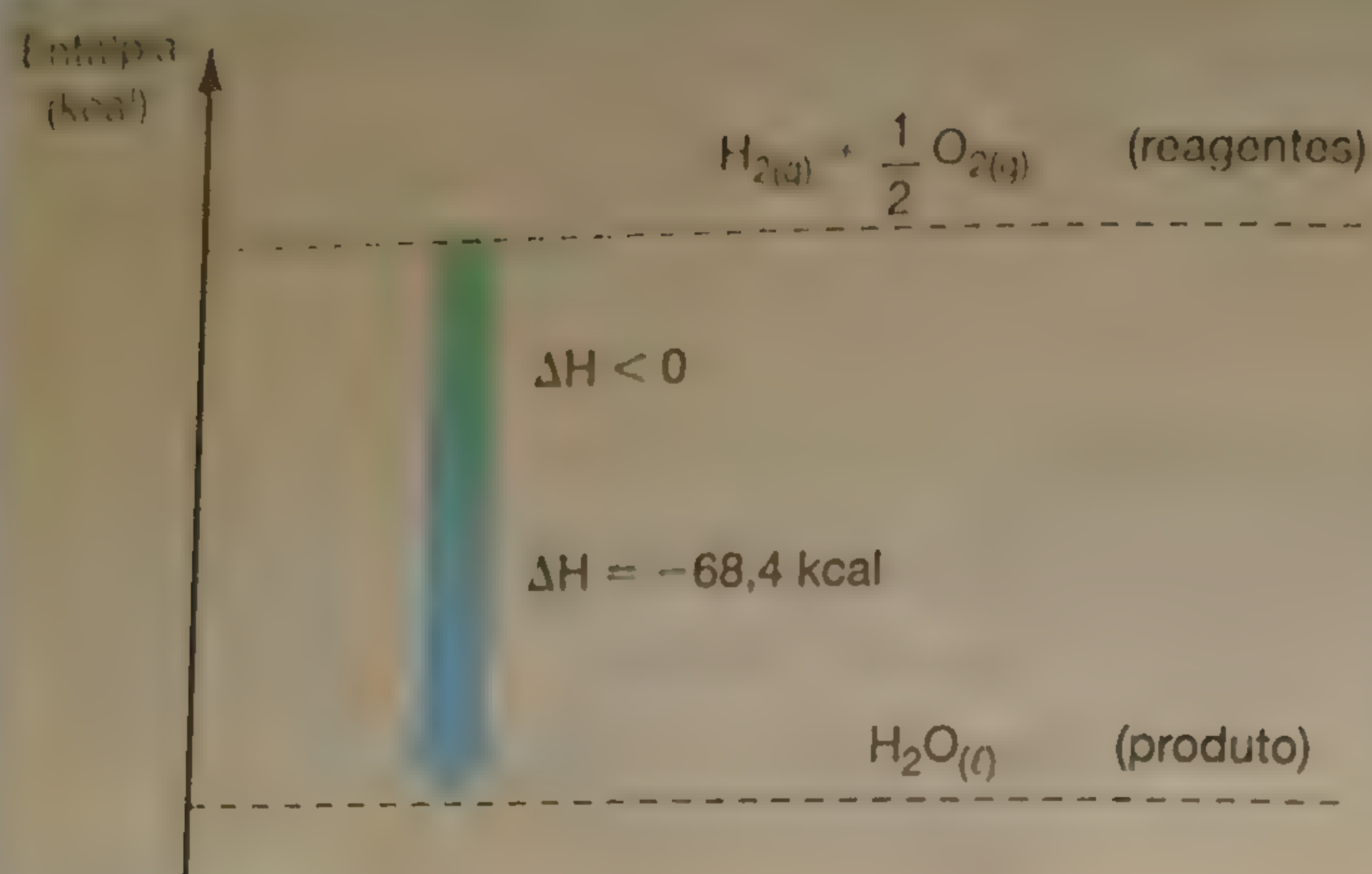
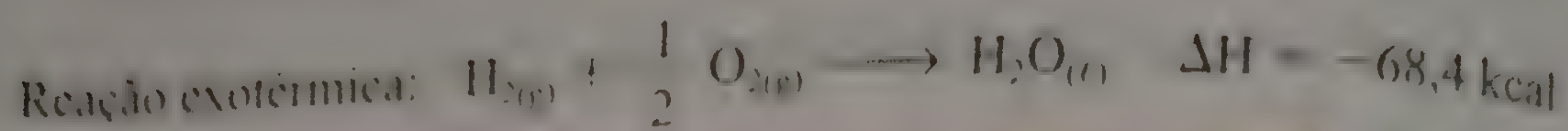


231

Diagramas de energia

Representam a energia dos reagentes e produtos em função do caminho da reação.





Entalpia de formação ou calor de formação

Não é possível medir o valor real da entalpia de uma substância; por isso, foram escolhidas condições padrão para estabelecer medidas relativas.

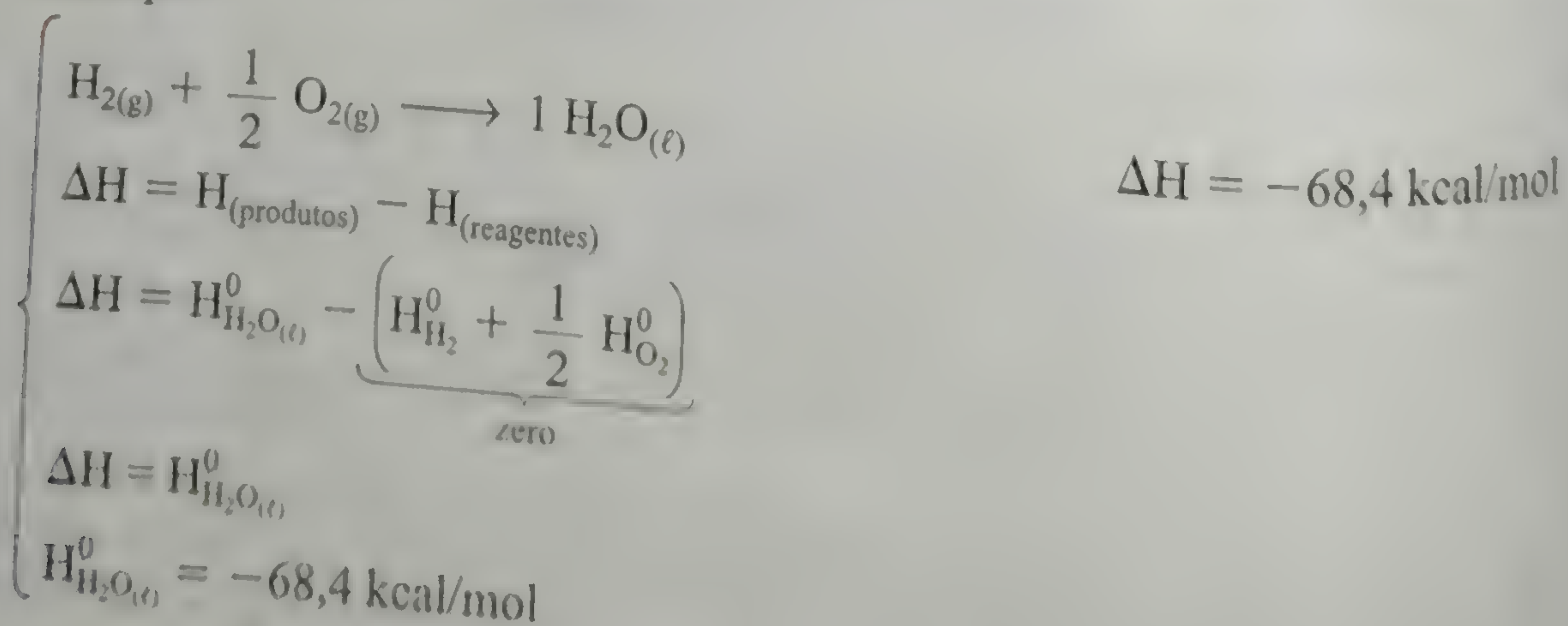
Convencionou-se que tem entalpia zero qualquer substância simples nos estados de agregação e na forma alotrópica mais comum, a 25 °C e 1 atm de pressão. A forma alotrópica menos estável tem entalpia maior que zero.

Exemplos:

ENTALPIA ZERO $H^0 = 0$	ENTALPIA MAIOR QUE ZERO $H^0 > 0$
$\text{H}_{2(g)}$ $\text{O}_{2(g)}$ $\text{C}_{(\text{grafite})}$ $\text{P}_{(\text{vermelho})}$ $\text{S}_{(\text{rômbico})}$	 $\text{O}_{3(g)}$ $\text{C}_{(\text{diamante})}$ $\text{P}_{(\text{branco})}$ $\text{S}_{(\text{monoclínico})}$

A entalpia de formação de uma substância pode ser medida pela reação de síntese de um mol dessa substância nas condições padrão.

Exemplo:



Na tabela a seguir, temos alguns valores de entalpia de formação:

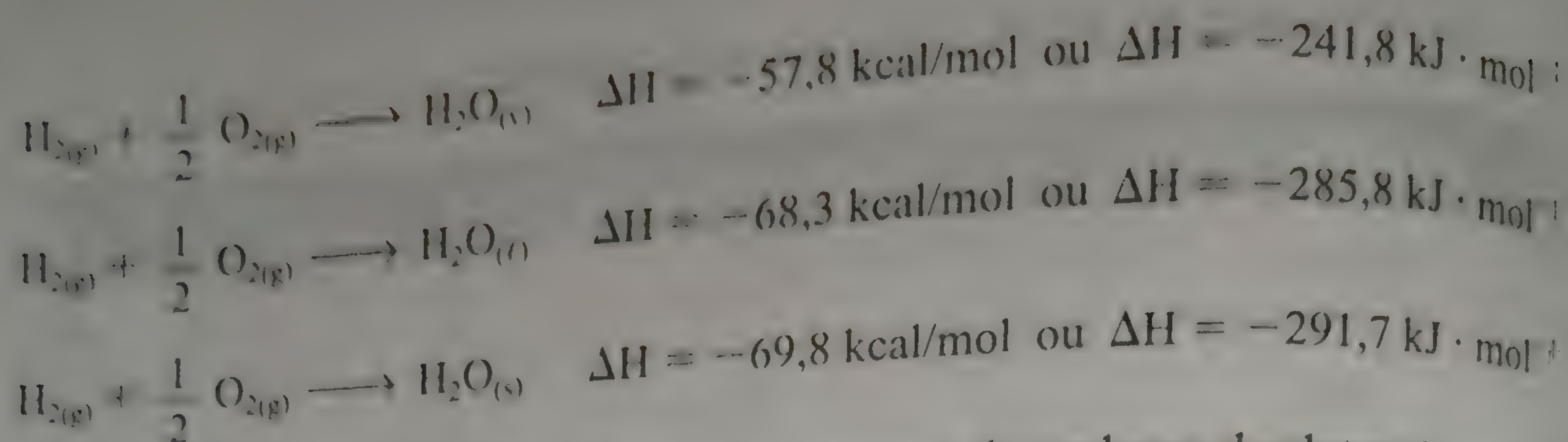
SUBSTÂNCIA	H°(kcal/mol)	kJ · mol ⁻¹
H ₂ O _(v)	-57,8	-241,8
H ₂ O _(l)	-68,3	-285,8
H ₂ O _(s)	-69,8	-291,7
CO _(g)	-26,4	-110,3
CO _{2(g)}	-94,1	-393,3
CH _{4(g)}	-17,9	-74,8
H ₃ COH _(l)	-57,0	-238,2
C ₂ H ₅ OH _(l)	-66,4	-277,6
NH _{3(g)}	-11,0	-46,0
HF _(g)	-64,2	-268,3
HCl _(g)	-22,1	-92,3
HBr _(g)	- 8,7	-36,2
HI _(g)	+6,2	+25,9
SO _{2(g)}	-71,0	-296,8
SO _{3(g)}	-94,5	-395,7
C ₁₂ H ₂₂ O _{11(s)}	-531,5	-2 221,6

Fatores que influem na entalpia de uma reação

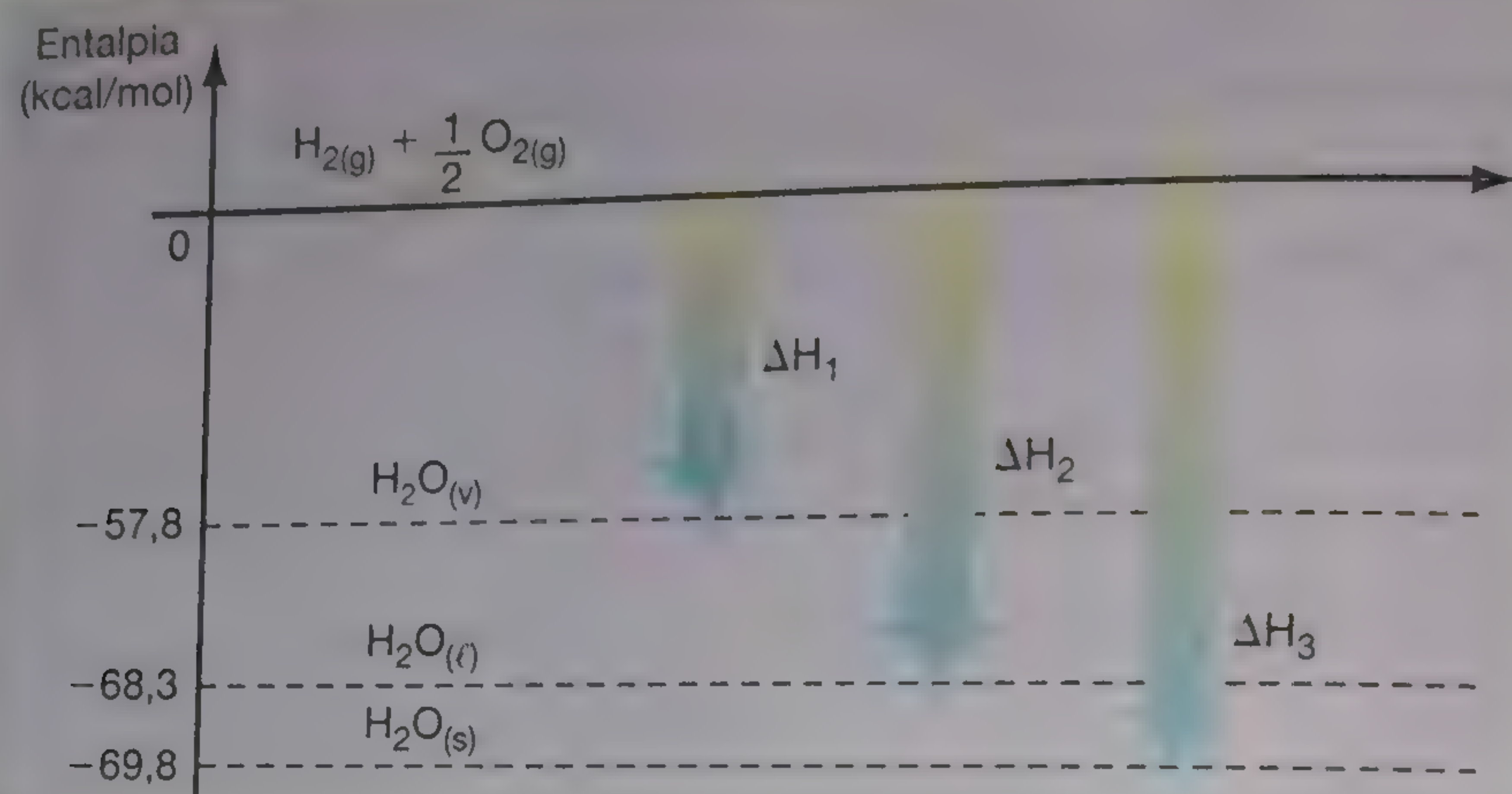
Estado de agregação das substâncias

A entalpia de uma substância diminui do estado gasoso para o líquido e deste para o sólido.

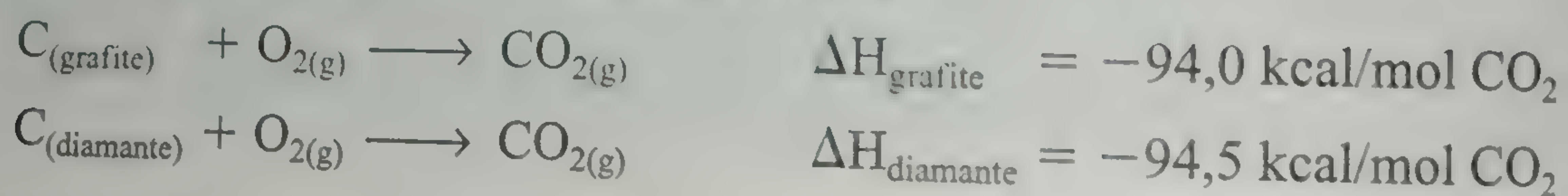
Examinando a entalpia de formação da água nos diferentes estados de agregação, observa-se que a última reação é a que libera mais energia, portanto a água no estado sólido apresenta entalpia de formação menor.



O gráfico a seguir justifica a ordem crescente dos valores absolutos das variações de entalpia.



Formas alotrópicas das substâncias envolvidas

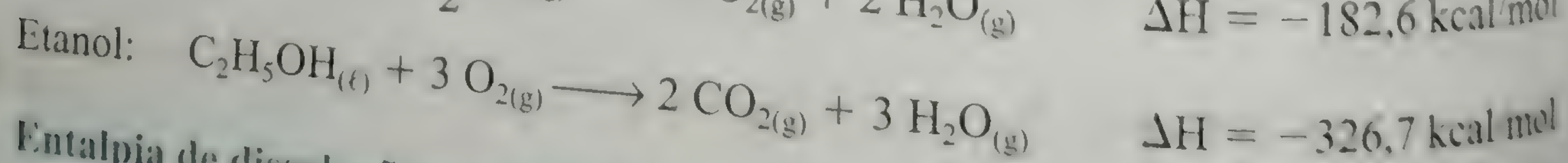
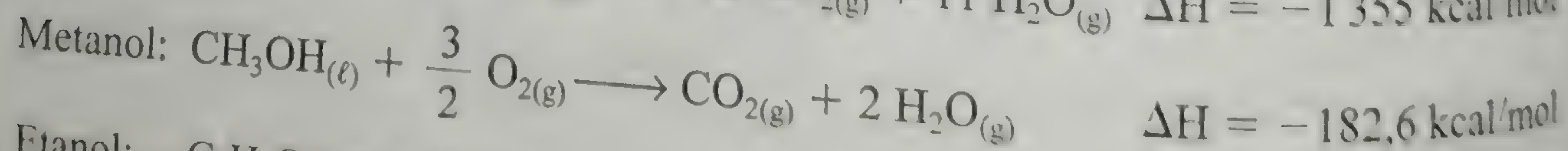
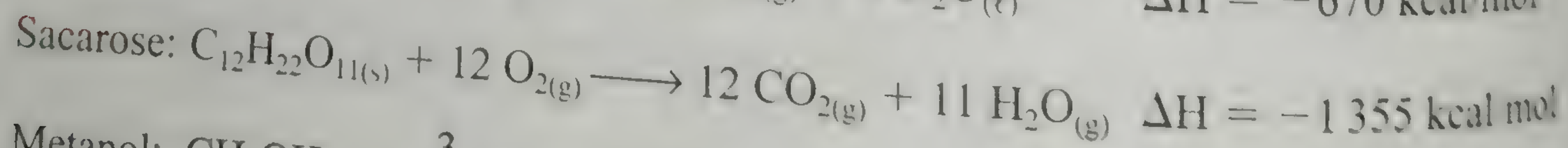
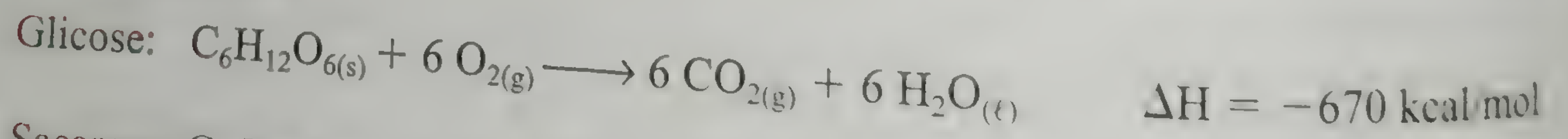


Nomes particulares de algumas entalpias

Entalpia de combustão ou calor de combustão

É a energia liberada na combustão de *um mol* de substância nas condições padrão.

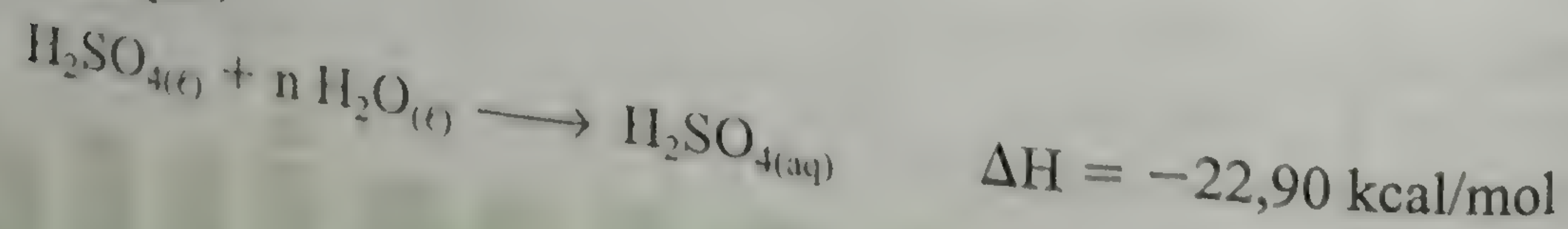
Exemplos:



Entalpia de dissolução ou calor de dissolução

É a variação máxima de entalpia provocada pela dissolução de *um mol* de soluto em excesso de solvente.

Exemplo:



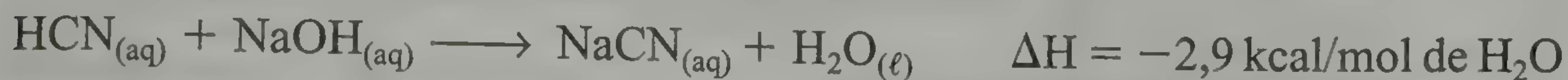
Valores de entalpia na dissolução de um mol de H_2SO_4 em H_2O :

Nº DE MOL DE H_2O	$\Delta H_{\text{H}_2\text{SO}_4}$ (kcal/mol)	$\Delta H_{\text{H}_2\text{SO}_4}$ (kJ/mol)
1	-6,6	-27,6
4	-13,1	-54,7
8	-15,1	-63,1
16	-16,2	-67,7
200	-18,1	-75,6
∞	-22,9	-95,7

Entalpia de neutralização ou calor de neutralização

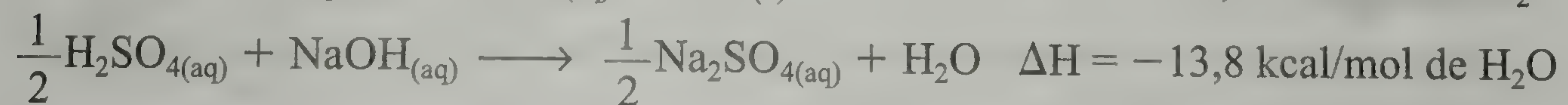
É a variação de entalpia envolvida na reação de neutralização entre um equivalente-grama de ácido e um equivalente-grama de base, formando um mol de água.

Exemplo:



Quando ambos são fortes e estão em diluição infinita, a entalpia é constante e seu valor é $-13,8 \text{ kcal/mol de H}_2\text{O}$ ou $-57,7 \text{ kJ/mol de H}_2\text{O}$.

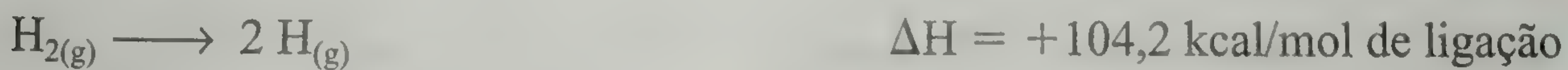
Exemplos:



Entalpia de ligação ou calor de ligação

É a energia necessária para romper *um mol* de ligações entre átomos de substâncias no estado gasoso. Quanto maior for essa energia, mais estável será a ligação.

Exemplo:



O processo inverso, isto é, a formação de *um mol* de ligações é exotérmico e envolve a mesma energia em valor absoluto.

Exemplo:

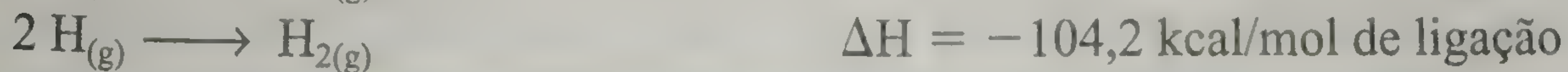
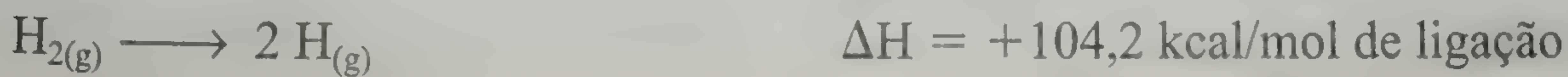


TABELA DE ENERGIA DE LIGAÇÃO

Ligação	H - H	O = O	Cl - Cl	H - Cl	C - H	C - C	C = C	C \equiv C	C - Cl
Energia em kcal/mol de ligação	104,2	118,0	57,9	103,1	99,0	82,6	145,8	199,6	81,0

EXERCÍCIOS RESOLVIDOS

1. Conhecendo-se os valores das entalpias de combustão das substâncias: metanol (CH_3OH), etanol ($\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$), octano (C_8H_{18}), glicose ($\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$) e sacarose ($\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$), calcular o poder energético de cada substância em kcal/g e colocá-las em ordem crescente.

SUBSTÂNCIA	ΔH DE COMBUSTÃO EM kcal/mol	MASSA MOLAR g/mol
Metanol	-182,6	32
Etanol	-327,6	46
Octano	-1 225,6	114
Glicose	-670,0	180
Sacarose	-1 333,5	342

Resolução

Os dados da tabela correspondem aos calores liberados por mol de substância. Para o cálculo do poder energético, é necessário calcular o calor liberado por grama.

$$\text{Metanol} \begin{cases} 32 \text{ g} \text{ ————— } 182,6 \text{ kcal} \\ 1 \text{ g} \text{ ————— } x \end{cases}$$

$$x = 5,7$$

$$x = 5,7 \text{ kcal/g}$$

$$\text{Etanol} \begin{cases} 46 \text{ g} \text{ ————— } 327,6 \text{ kcal} \\ 1 \text{ g} \text{ ————— } y \end{cases}$$

$$y = 7,1$$

$$y = 7,1 \text{ kcal/g}$$

$$\text{Octano} \begin{cases} 114 \text{ g} \text{ ————— } 1 225,6 \text{ kcal} \\ 1 \text{ g} \text{ ————— } z \end{cases}$$

$$z = 10,8$$

$$z = 10,8 \text{ kcal/g}$$

$$\text{Glicose} \begin{cases} 180 \text{ g} \text{ ————— } 670,0 \text{ kcal} \\ 1 \text{ g} \text{ ————— } w \end{cases}$$

$$w = 3,7$$

$$w = 3,7 \text{ kcal/g}$$

$$\text{Sacarose} \begin{cases} 342 \text{ g} \text{ ————— } 1 333,5 \text{ kcal} \\ 1 \text{ g} \text{ ————— } t \end{cases}$$

$$t = 3,9$$

$$t = 3,9 \text{ kcal/g}$$

Comparando esses valores, a ordem crescente de poder energético é:

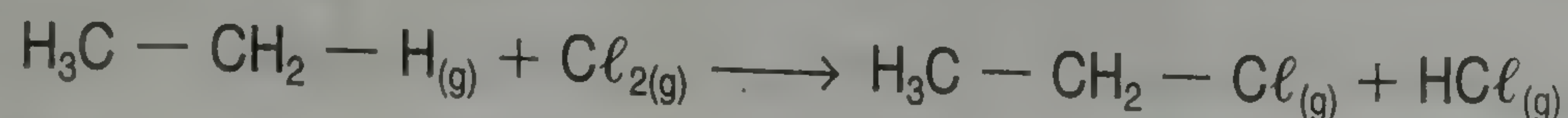
glicose, sacarose, metanol, etanol e octano

Resposta

Ordem crescente do poder energético:

glicose, (3,7 kcal/g),	sacarose, (3,9 kcal/g),	metanol, (5,7 kcal/g),	etanol (7,1 kcal/g)	e	octano (10,8 kcal/g)
---------------------------	----------------------------	---------------------------	------------------------	---	-------------------------

2. Calcular o ΔH da reação abaixo usando os dados da tabela de energia de ligação. (Consultar tabela de energia de ligação.)



Resolução

O cálculo do ΔH da reação utilizando as energias de ligação é obtido pela soma algébrica das energias gastas para o rompimento das ligações nas moléculas reagentes com as energias liberadas na formação das ligações dos produtos.

Energia gasta no rompimento das ligações (kcal)		Energia liberada na formação da ligação (kcal)	
C — H	1 · (+99,0)	C — Cl	1 · (−81,0)
Cl — Cl	1 · (+57,9)	H — Cl	1 · (−103,1)
Total		Total	−184,1
Total		+156,9	

$$\Delta H = +156,9 + (-184,1)$$

$$\Delta H = -27,2 \text{ kcal}$$

Resposta

Para essa reação, a variação de entalpia é de $-27,2 \text{ kcal}$.

237

EXERCÍCIOS

1. Escreva as equações termoquímicas de:

a) formação de $\text{H}_2\text{S}_{(g)}$;

$$\Delta H = -4,8 \text{ kcal/mol}$$

b) combustão de $\text{CO}_{(g)}$;

$$\Delta H = -67,7 \text{ kcal/mol}$$

c) neutralização de $\text{HBr}_{(aq)}$ com $\text{KOH}_{(aq)}$;

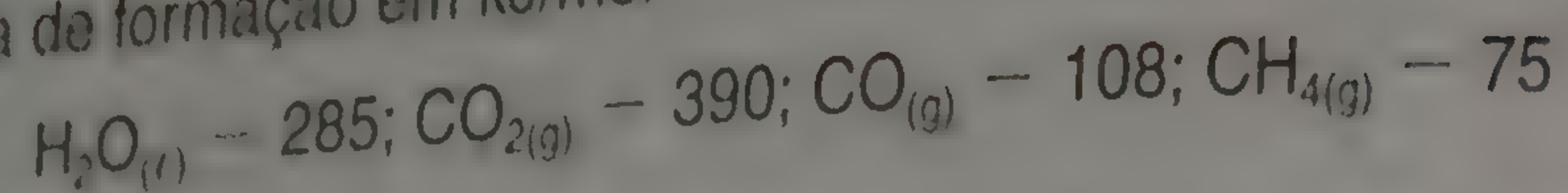
$$\Delta H = -13,8 \text{ kcal/mol}$$

d) diluição infinita de $\text{NH}_4\text{Cl}_{(s)}$.

$$\Delta H = +3,6 \text{ kcal/mol}$$

2. (Fuvest-SP) Mostre qual dos gases: hidrogênio (H_2), monóxido de carbono (CO) ou metano (CH_4), libertaria maior quantidade de calor por mol à temperatura ambiente quando utilizado como combustível na presença de excesso de oxigênio como comburente.

Dado: Entalpia de formação em kJ/mol



3. (PUC-SP) O ΔH para a combustão de 8 g de álcool etílico é igual a $-56,8$ kcal. Os valores das entalpias de formação de $\text{CO}_{2(g)}$ e $\text{H}_2\text{O}_{(l)}$ valem, respectivamente, $-94,05$ kcal/mol e $-68,32$ kcal/mol. A entalpia de formação do álcool etílico vale:

a) $\Delta H = -66,46$ kcal/mol

d) $\Delta H = +66,46$ kcal/mol

b) $\Delta H = -326,6$ kcal/mol

e) $\Delta H = +160,51$ kcal/mol

c) $\Delta H = -160,51$ kcal/mol

Obs.: O álcool etílico é o etanol $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$.

4. Calcule a entalpia de formação do gás etano (C_2H_6), sendo dados:

entalpia de ligação

entalpia de vaporização

H — H 104,2 kcal/mol



C — H 99 kcal/mol

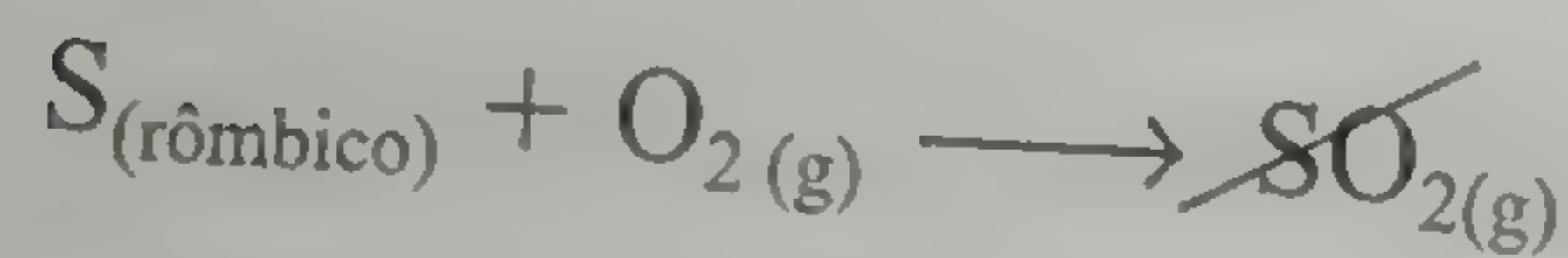
C — C 82,6 kcal/mol

Lei de Hess

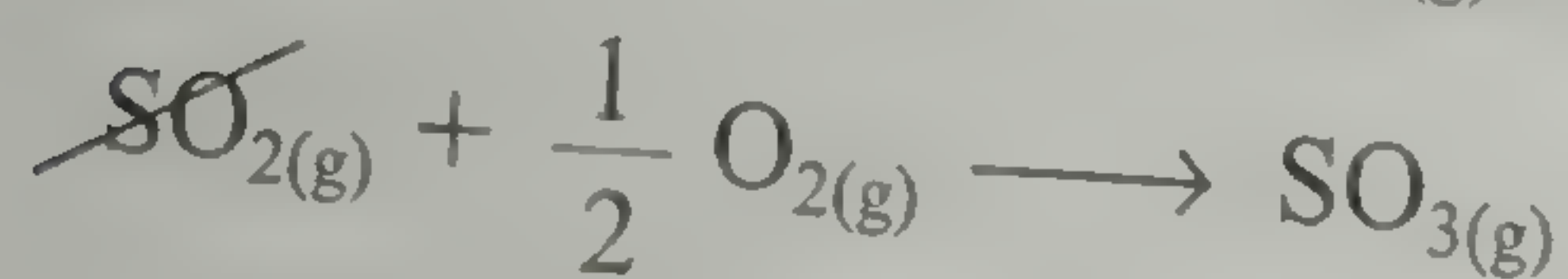
“A entalpia de uma reação depende apenas dos estados inicial e final da reação, independentemente dos estados intermediários.” Isso significa que a entalpia de uma reação é a mesma, quer ocorra em uma quer em mais etapas.

Pode-se calcular, por exemplo, a entalpia de formação do anidrido sulfúrico (SO_3) a partir do $\text{S}_{(\text{rômbico})}$ de duas maneiras:

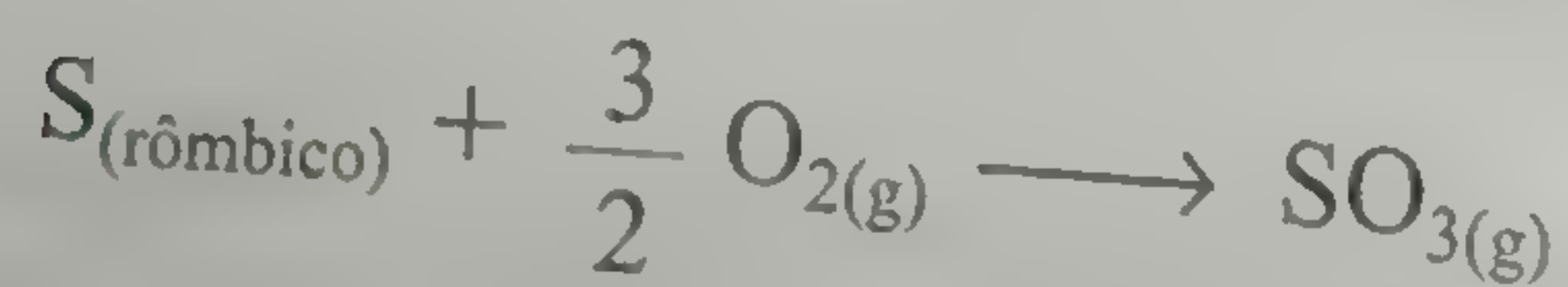
- a) Considerando as reações intermediárias (em etapas):



$$\Delta H_1 = -71,0 \text{ kcal}$$



$$\Delta H_2 = -23,5 \text{ kcal}$$



$$\Delta H = -71,0 + (-23,5)$$

$$\Delta H = -94,5 \text{ kcal/mol}$$

Observa-se que, no final das duas etapas, haverá uma liberação total de 94,5 kcal/mol, pois $\Delta H = \Delta H_1 + \Delta H_2$, portanto: $\Delta H = -94,5$ kcal/mol.

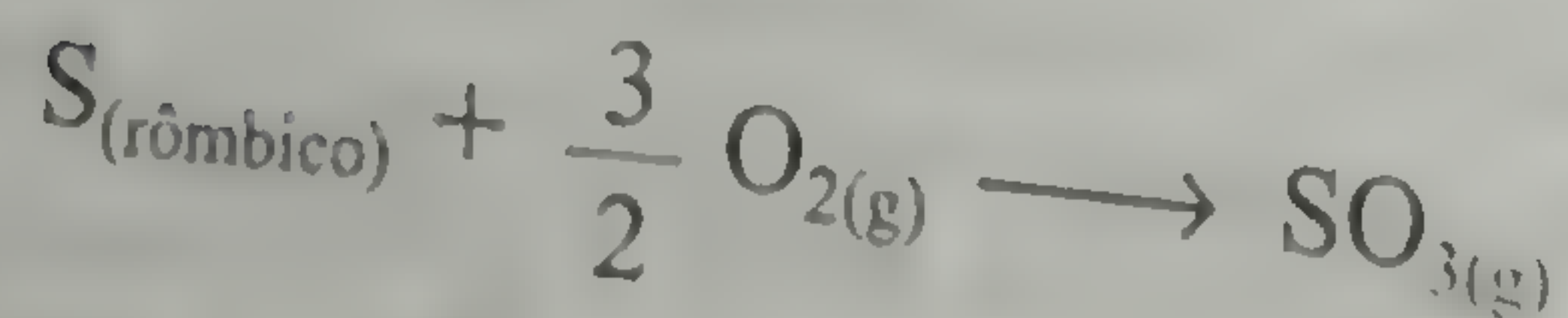
- b) Em uma única etapa, consultando os valores da entalpia padrão em tabelas:

$$\Delta H = H_{\text{produtos}} - H_{\text{reagentes}}$$

$$\Delta H = -94,5 - 0$$

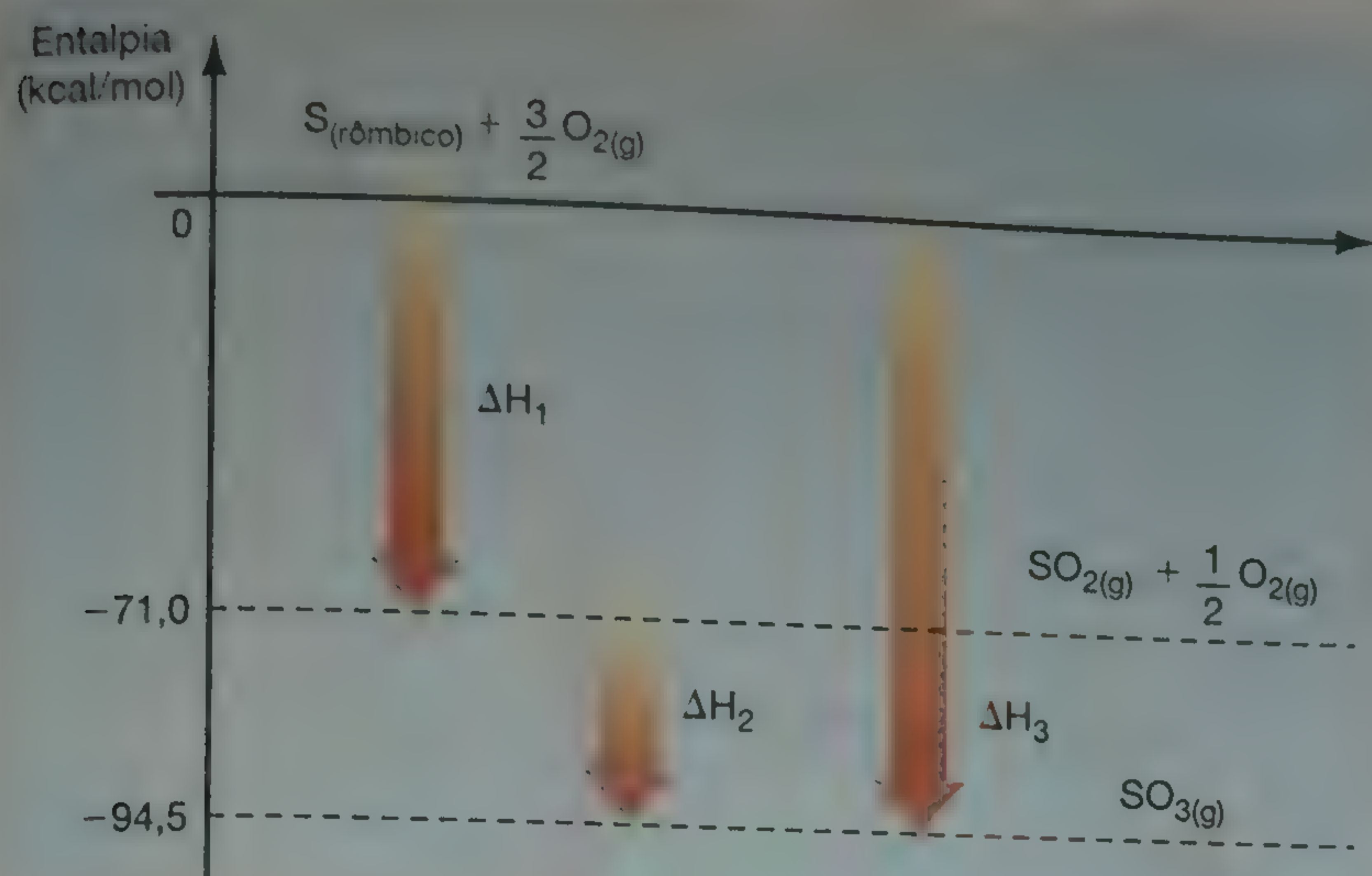
\therefore

$$\Delta H = -94,5 \text{ kcal/mol}$$



$$\Delta H = -94,5 \text{ kcal/mol}$$

Podemos relacionar as entalpias das reações intermediárias por meio de um diagrama:



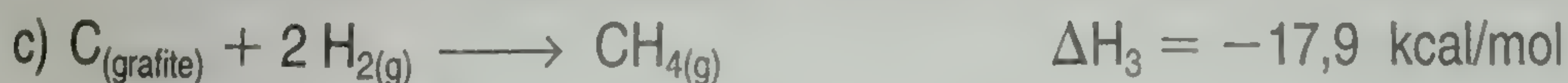
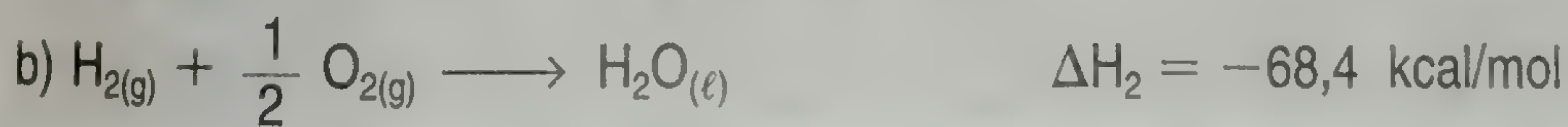
$$\begin{aligned} \Delta H_3 &= \Delta H_1 + \Delta H_2 \\ \Delta H_3 &= -71,0 + (-23,5) \\ \Delta H_3 &= -94,5 \text{ kcal/mol} \end{aligned}$$

A lei de Hess permite, portanto, realizar cálculos algébricos com as equações termoquímicas.

EXERCÍCIO RESOLVIDO

Calcular a entalpia da reação: $CH_{4(g)} + 2 O_{2(g)} \longrightarrow CO_{2(g)} + 2 H_2O_{(l)}$.

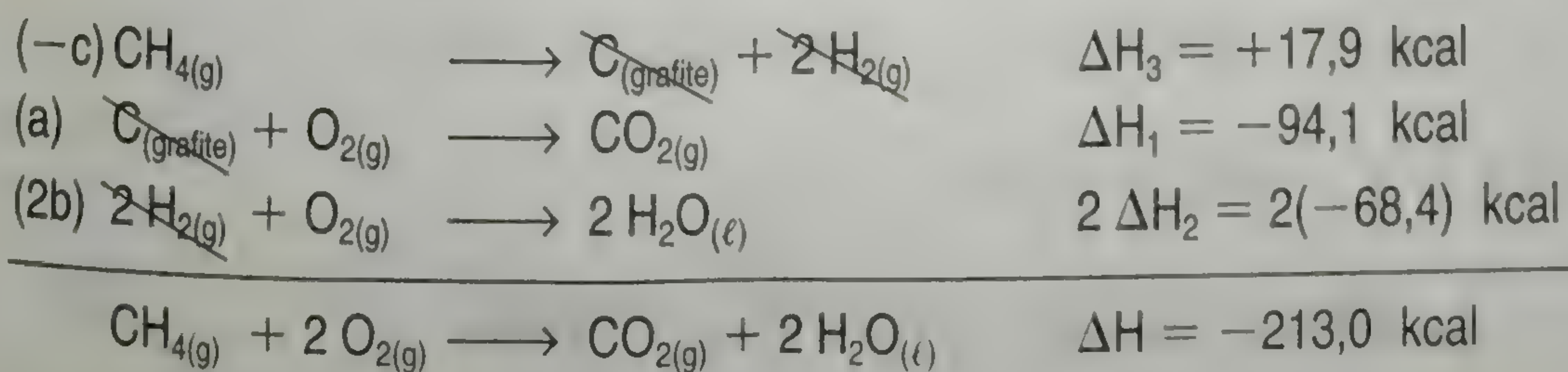
São dadas as equações:



Resolução

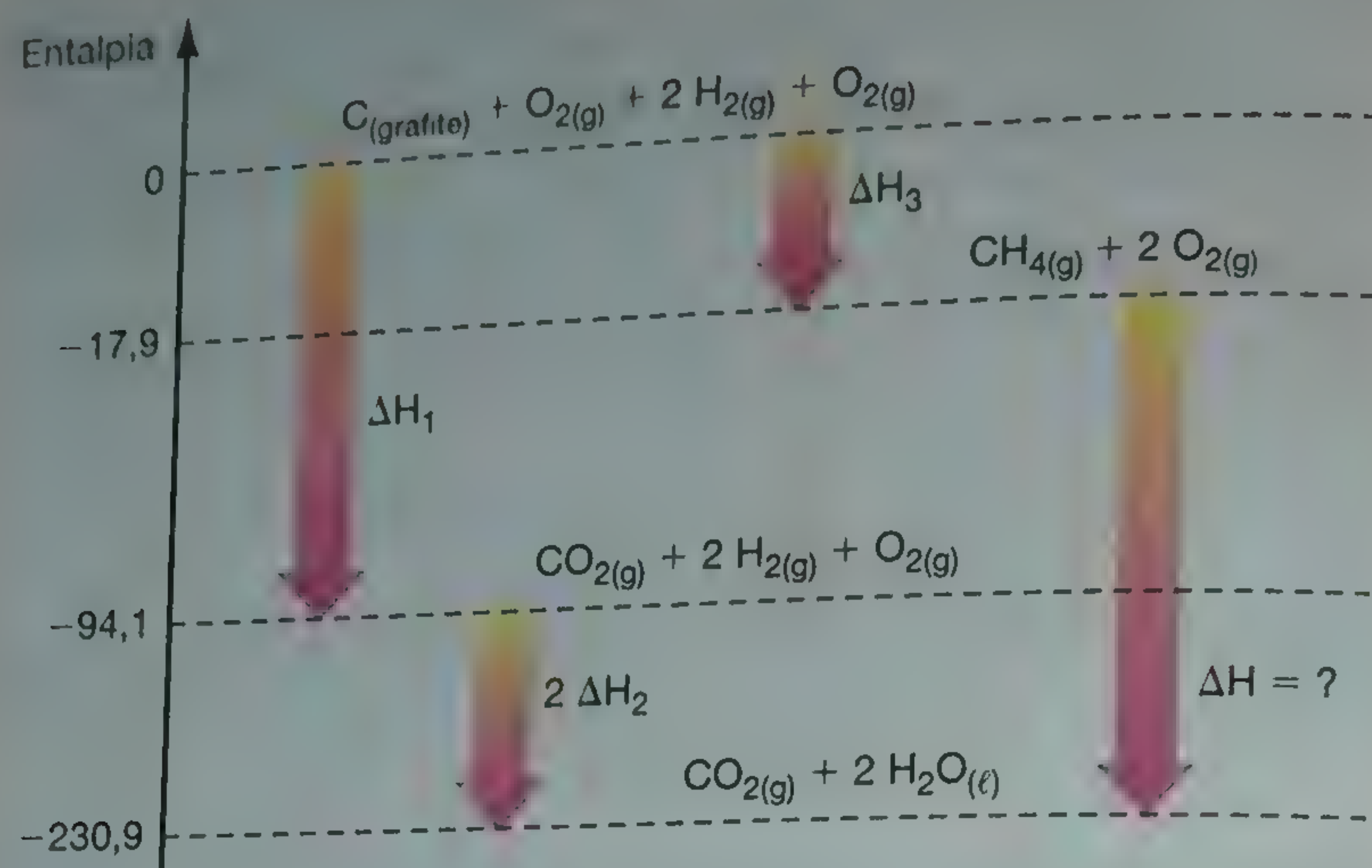
Inicialmente, analisa-se a equação da reação global e as equações dadas. Em seguida, são feitas as mudanças necessárias para que, somando as equações dadas, se obtenha a reação global. Quando se inverte qualquer equação termoquímica, deve-se trocar o sinal de ΔH . Quando se multiplica uma reação por n , o valor do ΔH também deverá ser multiplicado por n .

Nesse exercício, é conveniente somar o inverso da equação c, a equação a e o dobro da equação b.



Resposta

A entalpia de combustão do metano é de $-213,0$ kcal.
Esse mesmo exercício pode ser resolvido pelo diagrama:



$$\Delta H + \Delta H_3 = \Delta H_1 + 2 \Delta H_2$$

$$\Delta H = \Delta H_1 + 2 \Delta H_2 - \Delta H_3$$

$$\Delta H = -94,1 + 2(-68,4) - (-17,9)$$

$$\Delta H = -213,0 \text{ kcal/mol CH}_4$$

Resposta

A entalpia de combustão do metano é de -213 kcal/mol.

EXERCÍCIOS**240**

5. Dada a equação:



$$\Delta H = +2,12 \text{ kcal/mol}$$

qual a entalpia de solidificação do $\text{Mg}_{(l)}$?

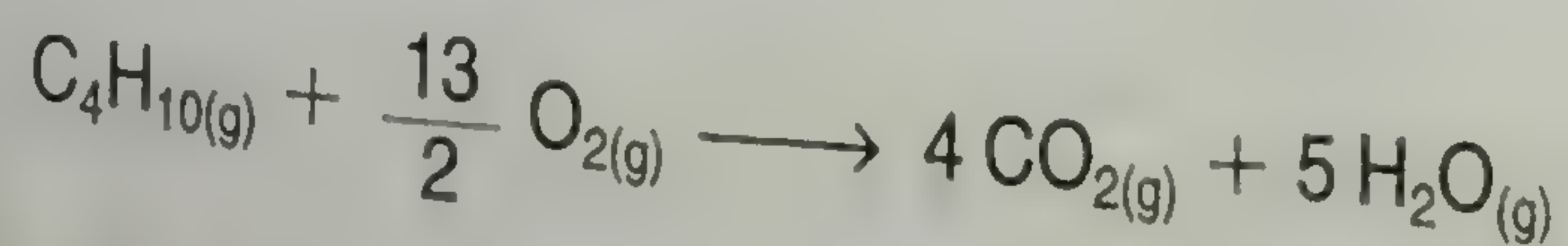
6. Calcule o ΔH , a 25°C e 1 atm , da reação:



dadas as entalpias de formação em kcal/mol das seguintes substâncias:

$$\text{CO}_{(g)} = -26,4; \text{Fe}_2\text{O}_{3(s)} = -196,5; \text{CO}_{2(g)} = -94,1.$$

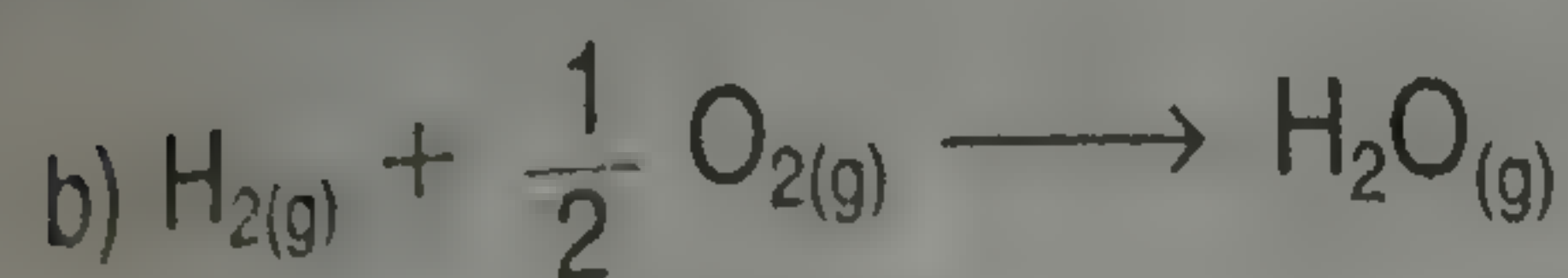
7. Calcule o ΔH , a 25°C e 1 atm , da reação:



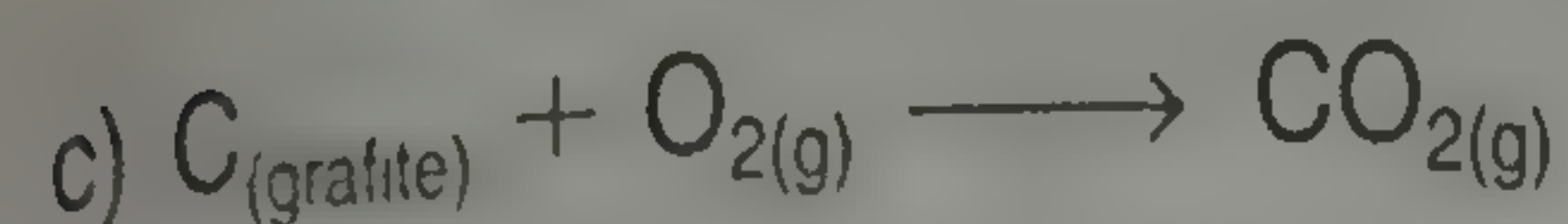
São dadas as equações:



$\Delta H = -30 \text{ kcal/mol de } \text{C}_4\text{H}_{10}$

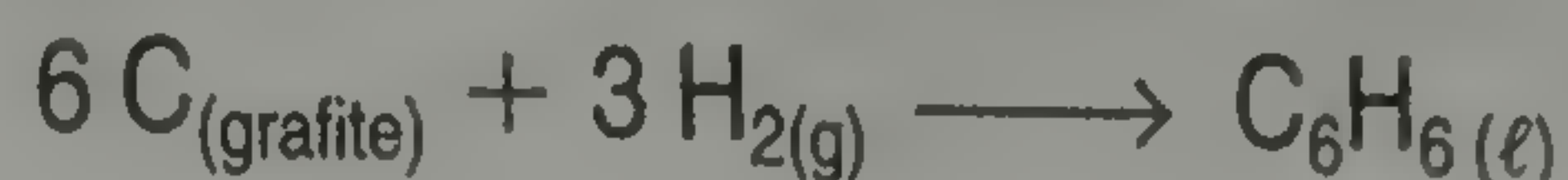


$\Delta H = -57,8 \text{ kcal/mol de } \text{H}_2\text{O}$

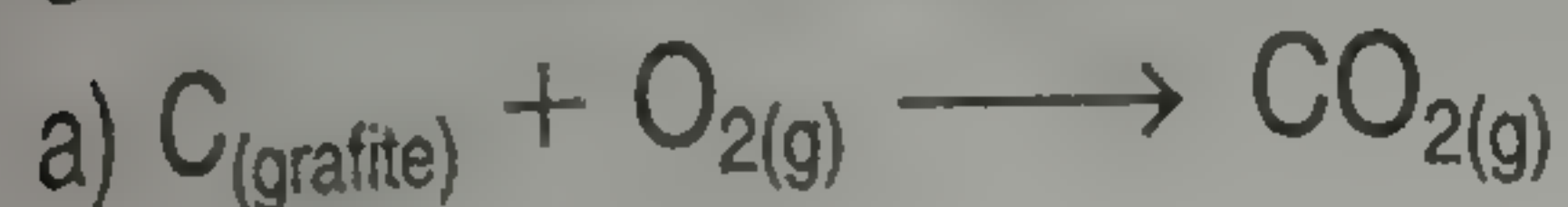


$\Delta H = -94,1 \text{ kcal/mol de } \text{CO}_2$

8. Calcule a energia de formação do benzeno, $\text{C}_6\text{H}_{6(l)}$, a 25°C e 1 atm:



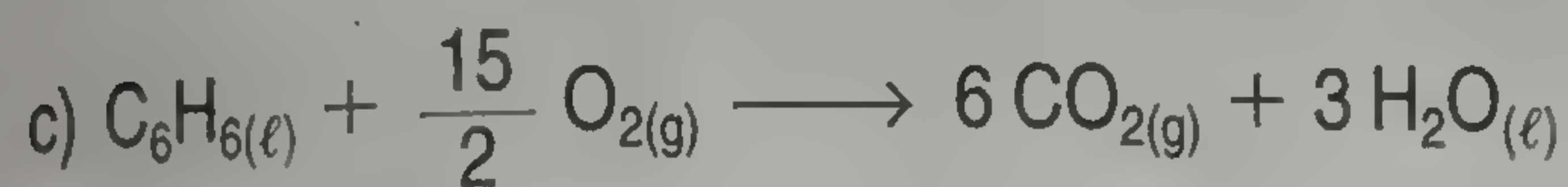
São dadas as equações:



$\Delta H = -94,1 \text{ kcal/mol}$

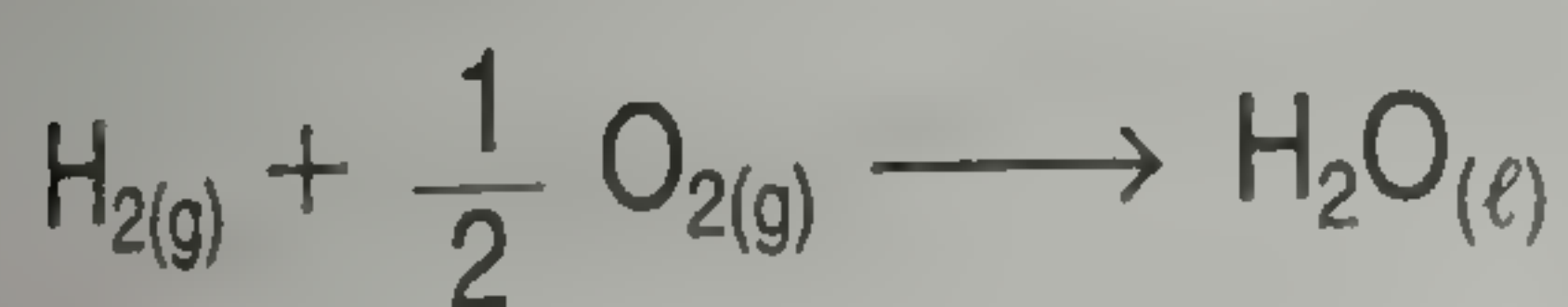


$\Delta H = -68,4 \text{ kcal/mol}$

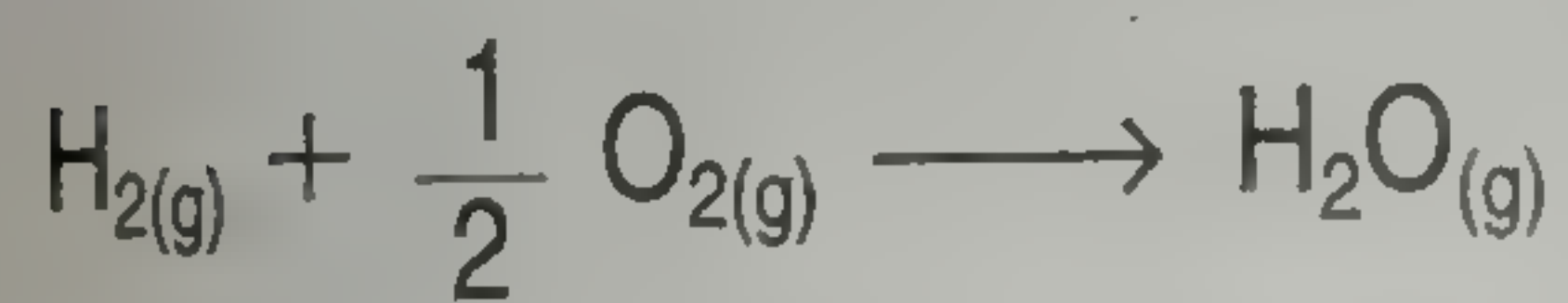


$\Delta H = -781,0 \text{ kcal/mol}$

9. (Fatec-SP) As transformações representadas a seguir referem-se à formação da água.



$\Delta H = -286 \text{ kJ/mol } \text{H}_2\text{O}_{(l)}$



$\Delta H = -242 \text{ kJ/mol } \text{H}_2\text{O}_{(g)}$

Para vaporizar 180 g de água, são necessários:

a) 79 kJ

c) 44 kJ

e) 440 kJ

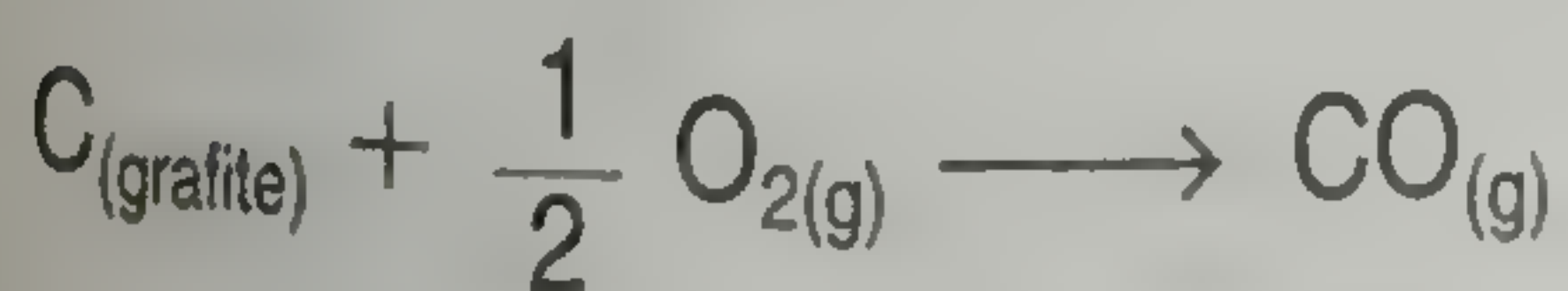
b) 5280 kJ

d) 528 kJ

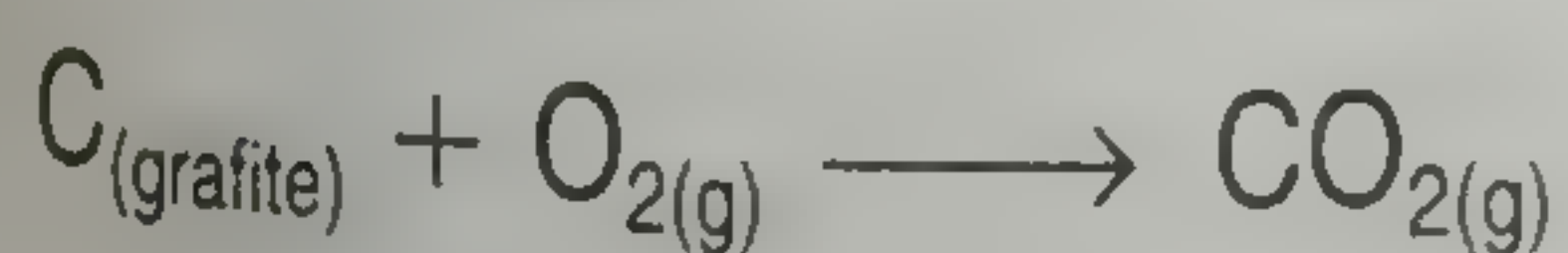
10. (FGV-SP) Em um conversor catalítico, usado em veículos automotores em seu cano de escape para redução da poluição atmosférica, ocorrem várias reações químicas, sendo que uma das mais importantes é:



Sabendo que as entalpias das reações citadas abaixo são:



$\Delta H = -26,4 \text{ kcal}$



$\Delta H = -94,1 \text{ kcal}$

pode-se afirmar que a reação inicial é:

a) exotérmica e absorve 67,7 kcal/mol.

d) endotérmica e absorve 120,5 kcal/mol.

b) exotérmica e libera 120,5 kcal/mol.

e) endotérmica e absorve 67,7 kcal/mol.

c) exotérmica e libera 67,7 kcal/mol.

11. (Unicap-PE) Sabendo-se que os calores de combustão do enxofre monoclinico e do enxofre rômboico são, respectivamente, $-71,1 \text{ kcal/mol}$ e $-71,0 \text{ kcal/mol}$, determine o calor, em kcal, necessário para transformar 3,2 kg de $\text{S}_{(\text{rômboico})}$ em $\text{S}_{(\text{monoclinico})}$.



O amadurecimento de frutos em estufas é acelerado pelo gás eteno, que estimula o processo



18

Velocidade das reações químicas: cinética química

A formação de uma substância pode ocorrer de forma lenta ou rápida, dependendo das condições em que a reação for efetuada.

Uma indústria que fabrica ácido sulfúrico, por exemplo, procura fazer com que as reações envolvidas nessa obtenção sejam tão rápidas quanto possível, uma vez que é economicamente vantajoso um processo em que o produto seja obtido em pouco tempo.

Equipamentos como geladeiras e estufas foram desenvolvidos a partir da necessidade de retardar ou acelerar algumas transformações por meio do controle da temperatura.

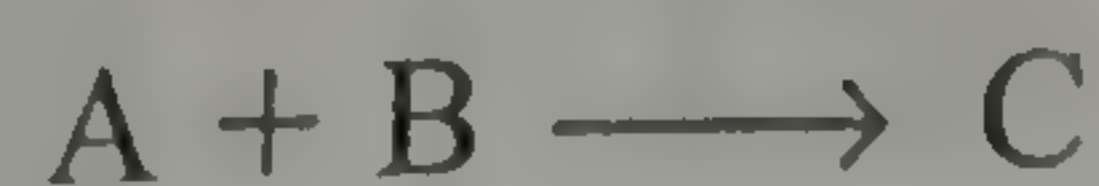
Outras vezes, para aumentar a velocidade de uma reação, utilizam-se substâncias denominadas catalisadores. Na indústria automobilística, estão sendo empregados conversores catalíticos, equipamentos que contêm substâncias que aceleram a transformação do monóxido de carbono em gás carbônico.

Os conservantes são inibidores das reações de decomposição usados na indústria de alimentos.

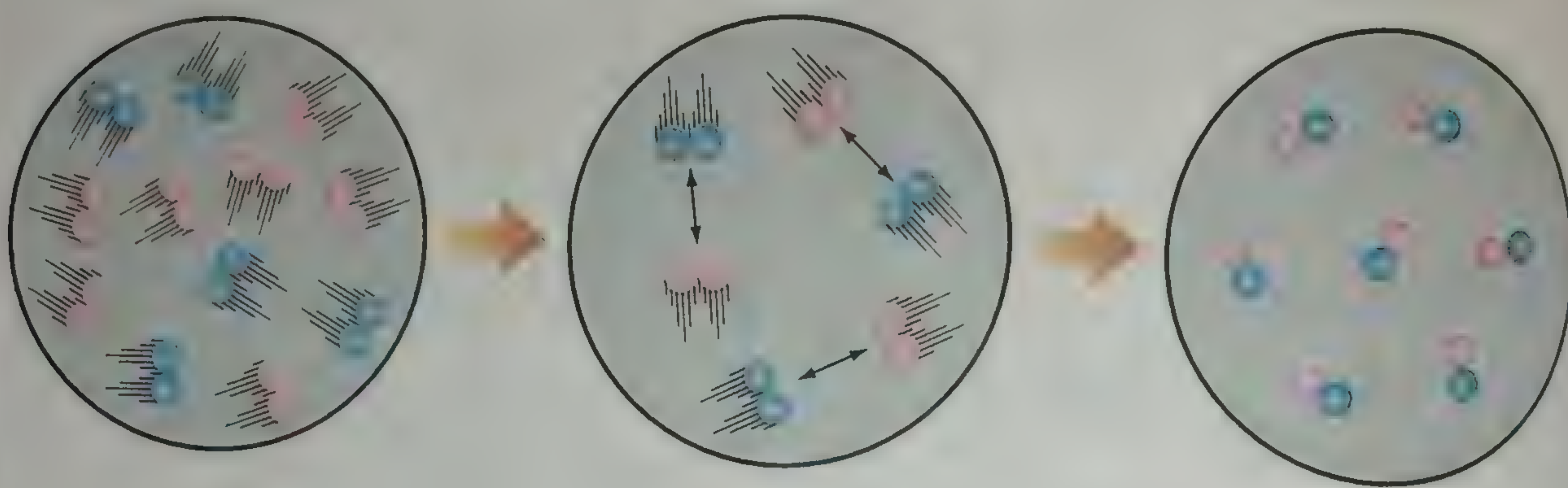
Teoria das colisões

A teoria das colisões considera que as reações ocorrem como resultado de choques entre as partículas que se encontram em movimento contínuo e desordenado.

Seja a reação genérica:



Para que a reação ocorra, é necessário que o impacto entre A e B provoque o rompimento de ligações já existentes, permitindo, assim, a formação de novas ligações que vão dar origem à substância C. Esses tipos de choque denominam-se *colisões efetivas*.



Movimento contínuo e desordenado.

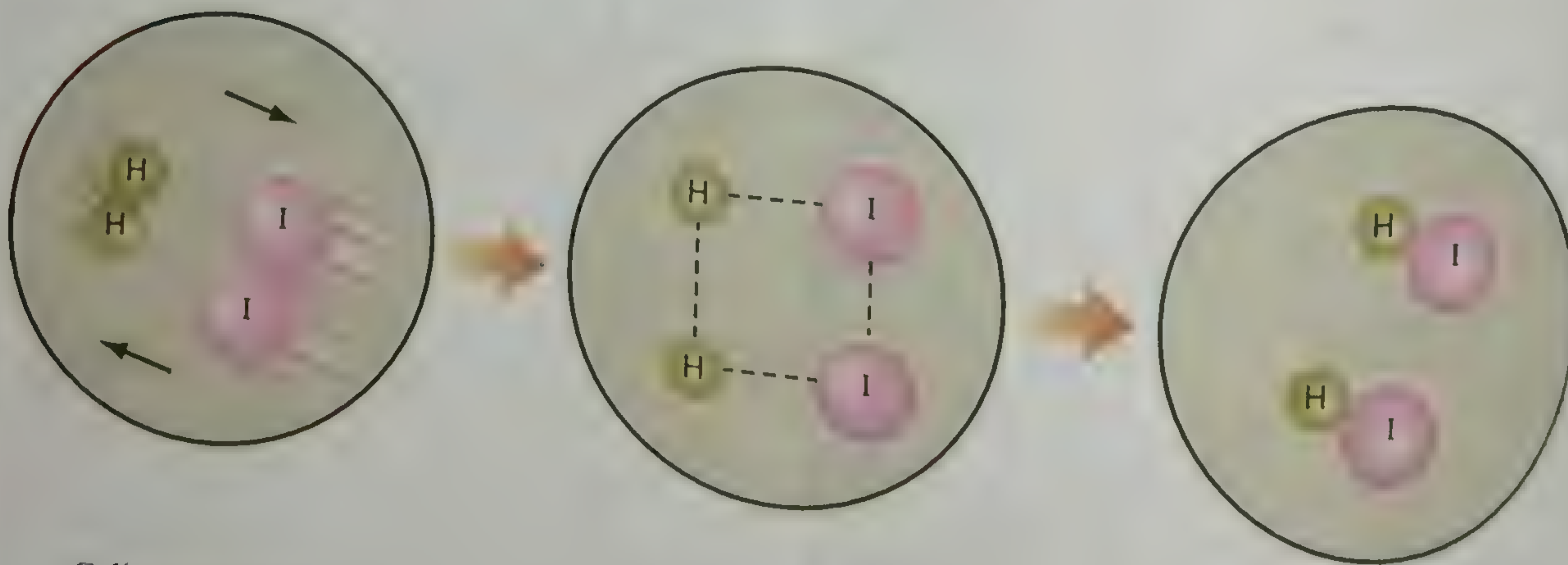
Choques efetivos.

Produto formado.

Fatores que concorrem para a colisão ser efetiva

- Posição favorável das partículas à colisão;
- Energia de ativação: energia mínima necessária para formar um composto intermediário denominado complexo ativado, que é instável e se decompõe formando os produtos da reação.

Considere a reação:



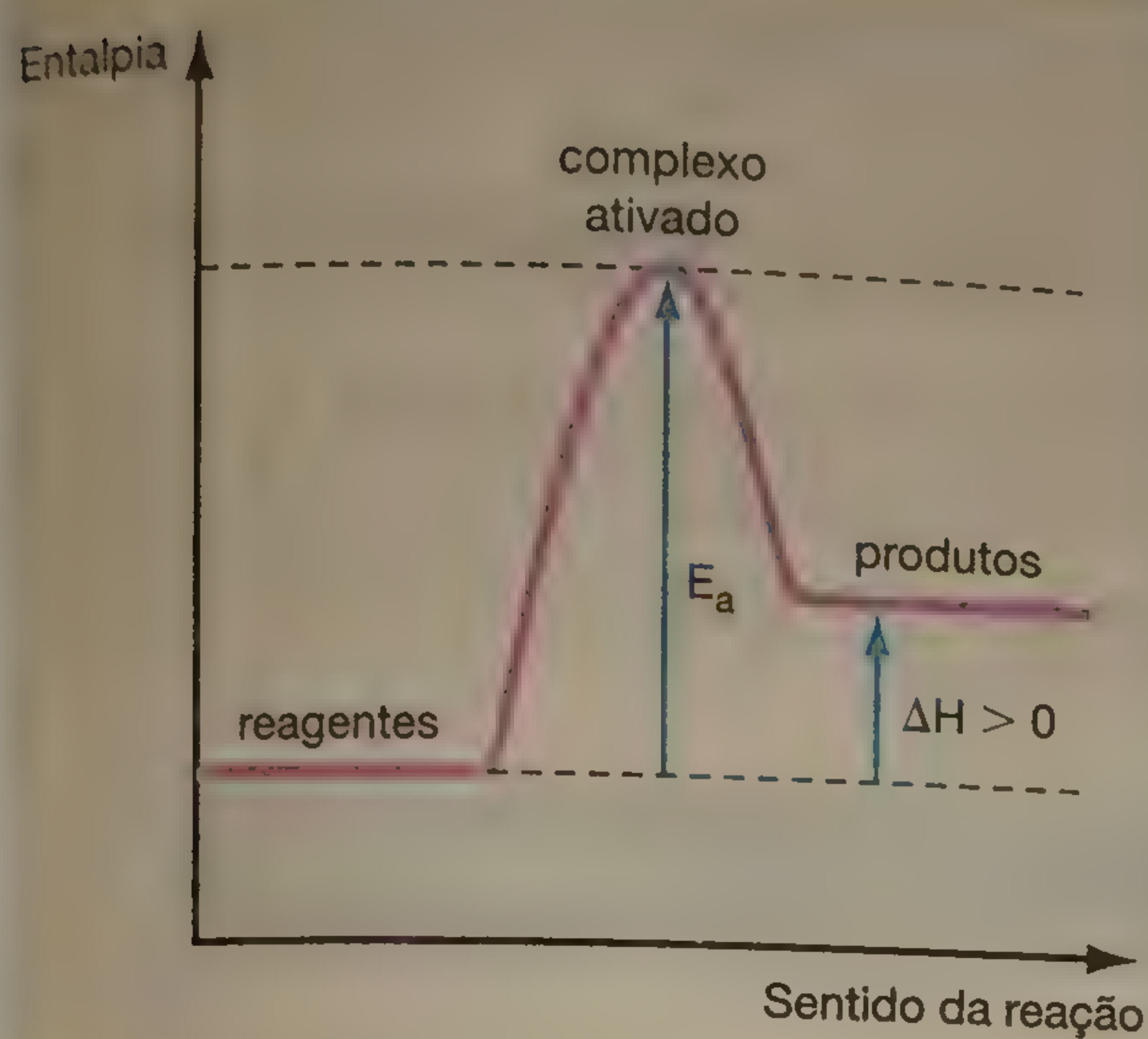
Colisão em posição favorável (colisão efetiva).

Complexo ativado.

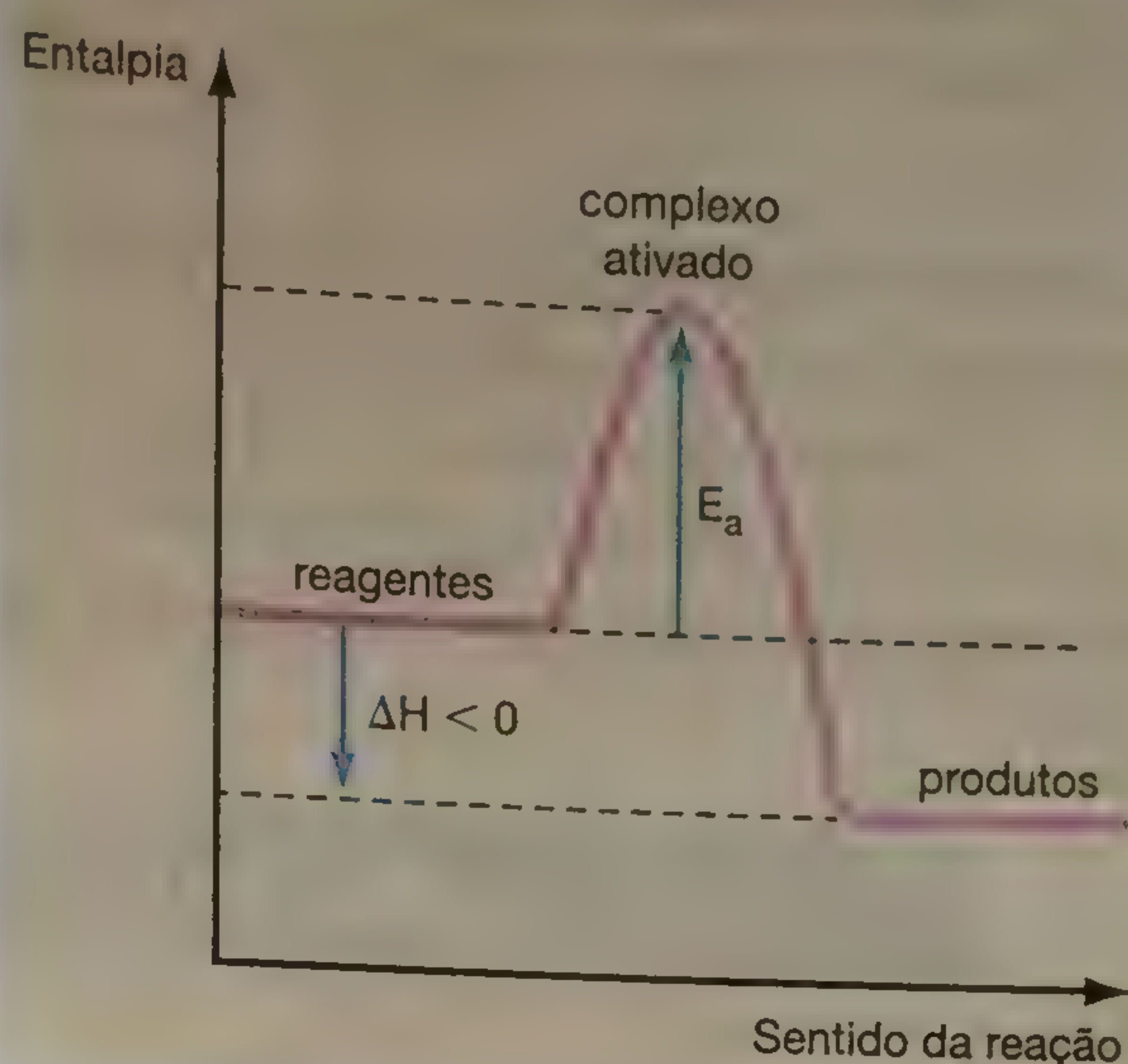
Formação das novas ligações.

A velocidade de uma reação depende, portanto, do número de moléculas que possuam energia igual ou maior que a energia de ativação.

Comparando-se a energia dos reagentes, dos produtos e do complexo ativado, teremos os seguintes diagramas:



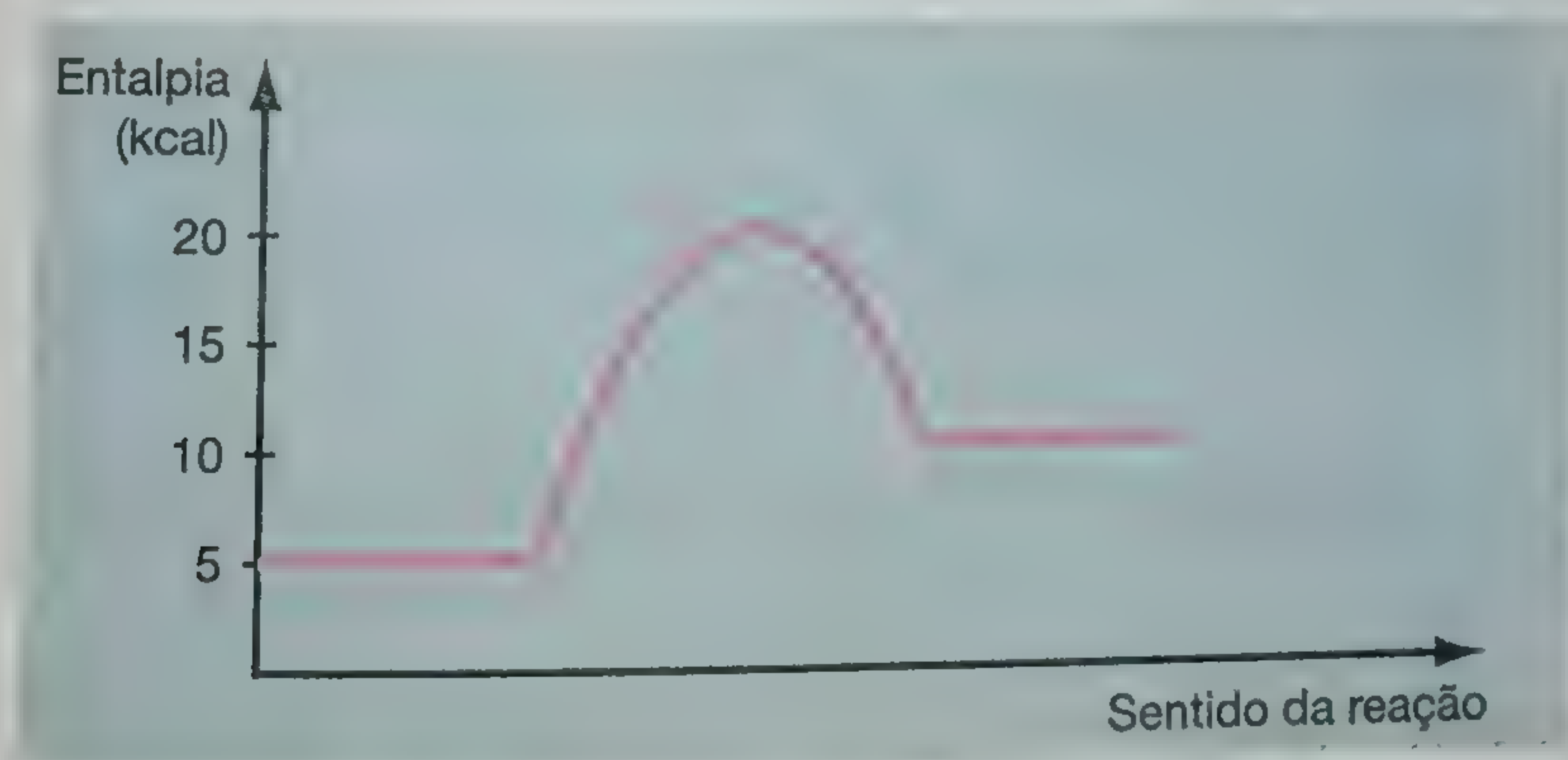
Reação endotérmica.
 E_a = Energia de ativação.



Reação exotérmica.

EXERCÍCIOS

1. Dada a reação exotérmica: $\text{CO}_{(g)} + \frac{1}{2} \text{O}_{2(g)} \longrightarrow \text{CO}_{2(g)}$, represente o diagrama energético da reação assinalando a energia de ativação.
2. Com base no diagrama de energia, responda:



245

- a) Na reação direta, a variação de entalpia é de +5 kcal e a energia de ativação é de 15 kcal.
- b) Na reação direta, a variação de entalpia é de +20 kcal e a energia de ativação é de 15 kcal.
- c) Na reação inversa, a variação de entalpia é de +5 kcal e a energia de ativação é de 15 kcal.
- d) Na reação inversa, a variação de entalpia é de +5 kcal e a energia de ativação é de 20 kcal.
- e) n.d.a.

Velocidade de reação

Para o estudo dos diferentes tipos de velocidade, tomemos como base a reação genérica $aA + bB \longrightarrow cC$.

Velocidade média de desaparecimento dos reagentes e de formação dos produtos

É obtida pela razão entre a variação das concentrações molares de A, B e C em função do intervalo de tempo considerado Δt . A concentração molar de cada substância costuma ser representada pela fórmula da substância indicada entre colchetes. Assim, temos:

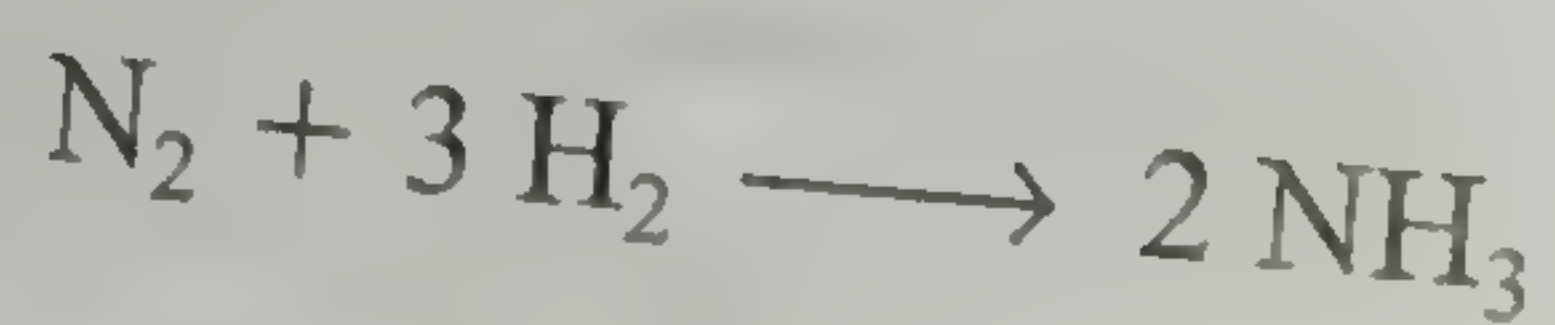
REAGENTES		PRODUTO
$v_{m_A} = \frac{ \Delta[A] }{\Delta t}$	$v_{m_B} = \frac{ \Delta[B] }{\Delta t}$	$v_{m_C} = \frac{ \Delta[C] }{\Delta t}$

Observação

As concentrações dos reagentes A e B diminuem com o tempo. Para não ter velocidades negativas, consideram-se sempre as variações de concentração em valor absoluto.

Exemplo:

Na reação:



em certo intervalo de tempo, para cada mol de N_2 que reage, são consumidos 3 mols de H_2 para formar 2 mols de NH_3 :

$$v_{m_{N_2}} = \frac{1 \text{ mol}}{\Delta t}$$

$$v_{m_{H_2}} = \frac{3 \text{ mols}}{\Delta t}$$

$$v_{m_{NH_3}} = \frac{2 \text{ mols}}{\Delta t}$$

Portanto, a velocidade de desaparecimento do N_2 e do H_2 e a da formação do NH_3 são diferentes.

Velocidade média da reação

É a relação entre a variação da concentração molar pelo produto do coeficiente da substância com o intervalo de tempo.

REAGENTES		PRODUTO
$v_m = \frac{ \Delta[A] }{a\Delta t}$	$v_m = \frac{ \Delta[B] }{b\Delta t}$	$v_m = \frac{ \Delta[C] }{c\Delta t}$

Exemplo:
Reação: $N_2 + 3 H_2$

$$v_m = \frac{\Delta[N_2]}{1 \cdot \Delta t} = \frac{1 \text{ mol}}{\Delta t}$$

$$v_m = \frac{\Delta[H_2]}{3 \cdot \Delta t} = \frac{3 \text{ mols}}{3 \cdot \Delta t}$$

$$v_m = \frac{\Delta[NH_3]}{2 \cdot \Delta t} = \frac{2 \text{ mol}}{2 \cdot \Delta t}$$

Portanto, a velocidade média

Reação de decomposição
 $2 H_2O_{2(l)} \longrightarrow 2 H_2O_{(l)} + O_{2(g)}$

Reação de 0,8 mol de água oxigenada

Velocidade média da decomposição

Velocidade média da formação da H_2

Velocidade média da formação do oxigênio

Velocidade média da reação.

Exercício: Considerar o volume igual a 1 litro

Exercício

$$v_m = \frac{\Delta[H_2O]}{2 \cdot \Delta t} = \frac{0,2}{60} = 0,0033$$

$$v_m = \frac{\Delta[H_2]}{2 \cdot \Delta t} = \frac{0,2}{60} = 0,0033$$

$$v_m = \frac{\Delta[O_2]}{2 \cdot \Delta t} = \frac{0,1}{60} = 0,0017$$

$$v_m = \frac{\Delta[H_2O]}{2 \cdot \Delta t} = \frac{0,2}{60} = 0,0033$$

$$v_m = \frac{\Delta[H_2]}{2 \cdot \Delta t} = \frac{0,2}{60} = 0,0033$$

$$v_m = \frac{\Delta[O_2]}{2 \cdot \Delta t} = \frac{0,1}{60} = 0,0017$$

Exemplo:

Na reação: $\text{N}_2 + 3 \text{H}_2 \longrightarrow 2 \text{NH}_3$, temos:

$$v_m = \frac{\Delta[\text{N}_2]}{1 \cdot \Delta t} = \frac{1 \text{ mol}}{\Delta t}$$

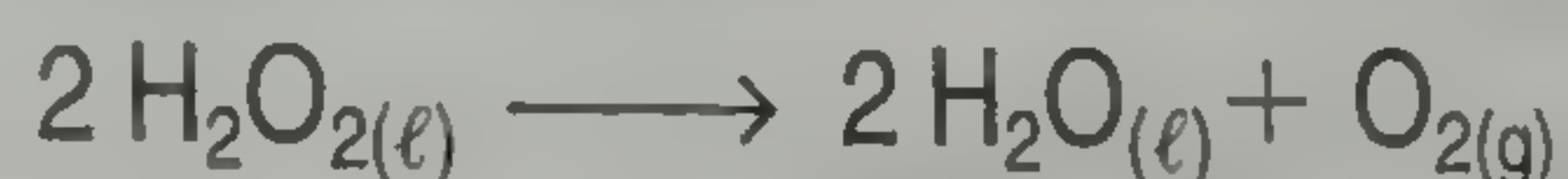
$$v_m = \frac{\Delta[\text{H}_2]}{3 \cdot \Delta t} = \frac{3 \text{ mols}}{3 \cdot \Delta t} = \frac{1 \text{ mol}}{\Delta t}$$

$$v_m = \frac{\Delta[\text{NH}_3]}{2 \cdot \Delta t} = \frac{2 \text{ mols}}{2 \cdot \Delta t} = \frac{1 \text{ mol}}{\Delta t}$$

Portanto, a velocidade média da reação é a mesma para todas as substâncias.

EXERCÍCIO RESOLVIDO

Considere a reação de decomposição da água oxigenada (H_2O_2):



Partindo-se de 0,8 mol de água oxigenada, verifica-se que, após um minuto, resta apenas 0,6 mol. Calcular:

- a velocidade média da decomposição da H_2O_2 ;
- a velocidade média da formação da H_2O ;
- a velocidade média da formação do oxigênio;
- a velocidade média da reação.

Observação: Considerar o volume igual a 1 L.

Resolução

	$2 \text{H}_2\text{O}_2$	\longrightarrow	$2 \text{H}_2\text{O}$	+	O_2
	2 mols		2 mols		1 mol
nº de mols iniciais	0,8		0		0
$ \Delta n $	$ 0,6 - 0,8 $		0,2		0,1
concentração molar (mol/L)	0,6		0,2		0,1

$$\text{a) } v_{\text{m}_{\text{H}_2\text{O}_2}} = \frac{|\Delta[\text{H}_2\text{O}_2]|}{\Delta t} = \frac{0,2}{60} = 0,0033 \quad \text{ou } v_{\text{m}_{\text{H}_2\text{O}_2}} = 3,3 \cdot 10^{-3} \text{ mols de } \text{H}_2\text{O}_2/\text{s}$$

$$\text{b) } v_{\text{m}_{\text{H}_2\text{O}}} = \frac{|\Delta[\text{H}_2\text{O}]|}{\Delta t} = \frac{0,2}{60} = 0,0033 \quad \text{ou } v_{\text{m}_{\text{H}_2\text{O}}} = 3,3 \cdot 10^{-3} \text{ mols de } \text{H}_2\text{O}/\text{s}$$

$$\text{c) } v_{\text{m}_{\text{O}_2}} = \frac{|\Delta[\text{O}_2]|}{\Delta t} = \frac{0,1}{60} = 0,0017 \quad \text{ou } v_{\text{m}_{\text{O}_2}} = 1,7 \cdot 10^{-3} \text{ mol de } \text{O}_2/\text{s}$$

$$\text{d) } v_{\text{m}_{\text{H}_2\text{O}_2}} = \frac{|\Delta[\text{H}_2\text{O}_2]|}{2 \Delta t} = \frac{0,2}{2 \cdot 60} = 0,0017 \quad \text{ou } v_{\text{m}_{\text{H}_2\text{O}_2}} = 1,7 \cdot 10^{-3} \text{ mol de } \text{H}_2\text{O}_2/\text{s}$$

Resposta

$$\text{a) } v_{\text{m}_{\text{H}_2\text{O}_2}} = 3,3 \cdot 10^{-3} \text{ mols de } \text{H}_2\text{O}_2/\text{s}$$

$$\text{b) } v_{\text{m}_{\text{H}_2\text{O}}} = 3,3 \cdot 10^{-3} \text{ mols de } \text{H}_2\text{O}/\text{s}$$

$$\text{c) } v_{\text{m}_{\text{O}_2}} = 1,7 \cdot 10^{-3} \text{ mol de } \text{O}_2/\text{s}$$

$$\text{d) } v_{\text{m}_{\text{H}_2\text{O}_2}} = 1,7 \cdot 10^{-3} \text{ mol de } \text{H}_2\text{O}_2/\text{s}$$

EXERCÍCIOS

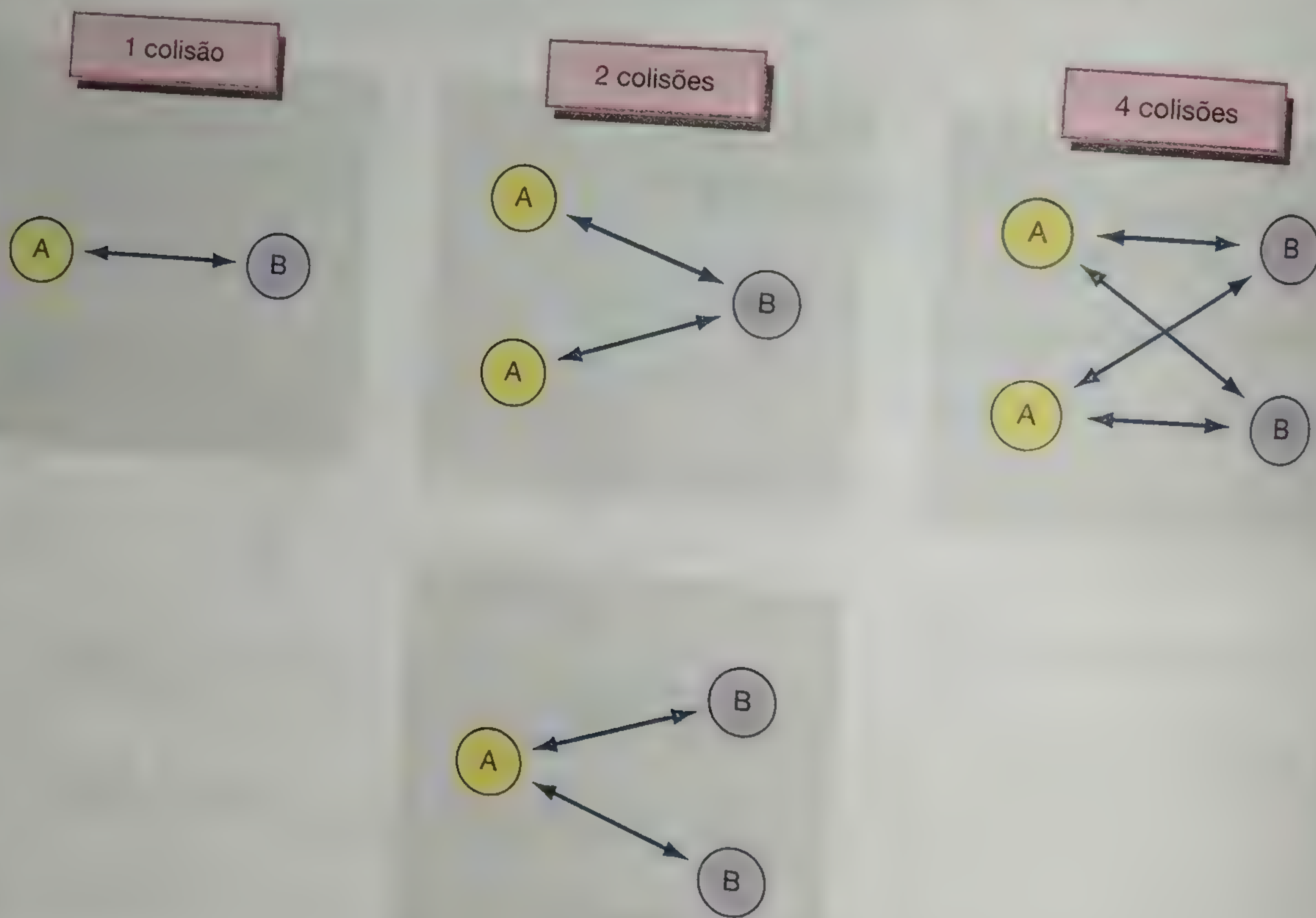
3. Na reação de decomposição do anidrido hipocloroso: $2 \text{Cl}_2\text{O}_{(g)} \longrightarrow 2 \text{Cl}_{2(g)} + \text{O}_{2(g)}$, verifica-se que, após 50 segundos, se formou 0,5 mol de O_2 . Calcule:
- a velocidade média de formação do O_2 ;
 - a velocidade média de decomposição do Cl_2O .
4. Na reação de síntese do dióxido de nitrogênio: $2 \text{NO}_{(g)} + \text{O}_{2(g)} \longrightarrow 2 \text{NO}_{2(g)}$, calcule a velocidade média da reação em função da formação de NO_2 , sabendo que, decorridos 70 segundos, foi consumido 0,35 mol de O_2 .

Fatores que influem na velocidade das reações

Concentração de reagentes

Vamos considerar um número muito pequeno de moléculas de A e de B que reagem entre si.

Esquematicamente, podemos representar as colisões que podem ocorrer entre A e B, de acordo com a equação $\text{A} + \text{B} \longrightarrow \text{C}$:



Duplicando o número de moléculas de A ou de B, podemos concluir que o número de colisões dobra.

Verificamos, assim, que a velocidade é diretamente proporcional ao produto das concentrações molares de A e de B.

$$v = k[\text{A}][\text{B}]$$

Para uma reação química genérica que ocorre em uma única etapa
 $aA + bB \longrightarrow cC + dD$, temos então:

$$v = k[A]^\alpha[B]^\beta$$

Neste caso $\alpha = a$ e $\beta = b$.

Para reações que ocorrem em várias etapas, α e β correspondem aos coeficientes de A e B na etapa lenta da reação.

Essa expressão é uma aplicação da *Lei de Ação das Massas* (Lei de Guldberg-Waage):

A velocidade de uma reação química é diretamente proporcional ao produto das concentrações molares dos reagentes elevadas a expoentes α e β .

Exemplos:

Na síntese da amônia $N_2 + 3 H_2 \longrightarrow 2 NH_3$, os reagentes são nitrogênio e hidrogênio, e a expressão da velocidade da reação resulta:

$$v = k[N_2][H_2]^3$$

Na decomposição da água $2 H_2O \longrightarrow 2 H_2 + O_2$, a expressão da velocidade da reação resulta:

$$v = k[H_2O]^2$$

Quando algum reagente for sólido, a velocidade da reação não dependerá da sua concentração no sistema.

Exemplo:

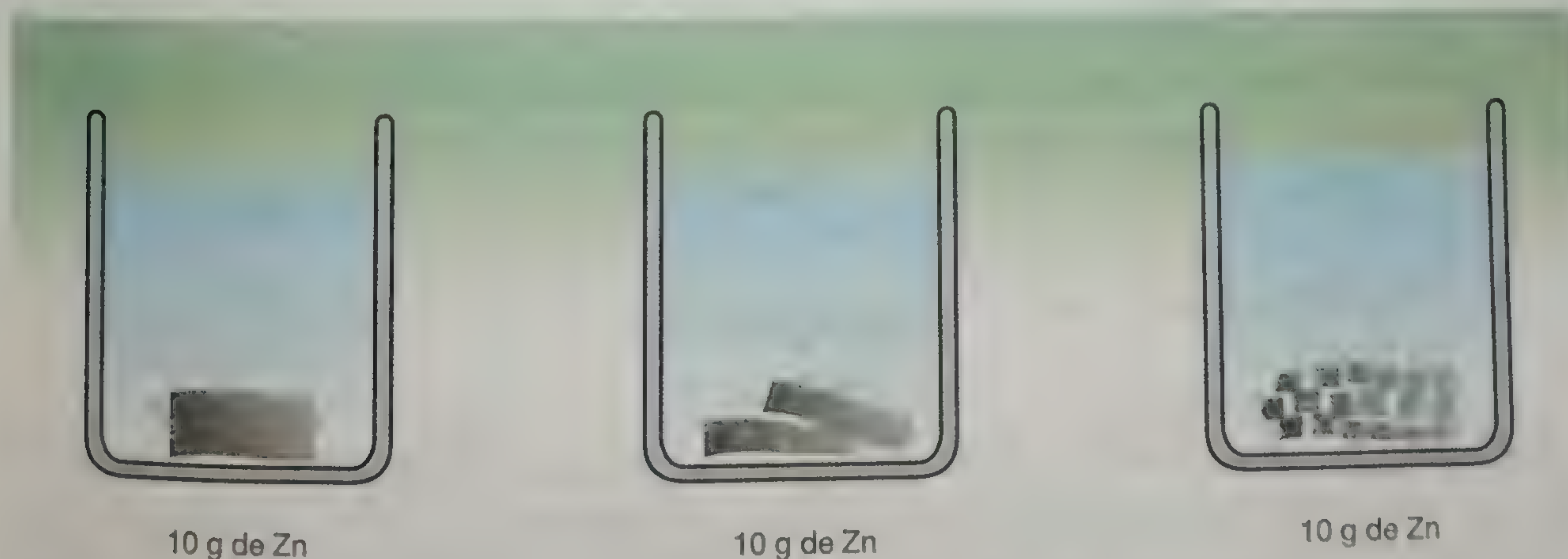
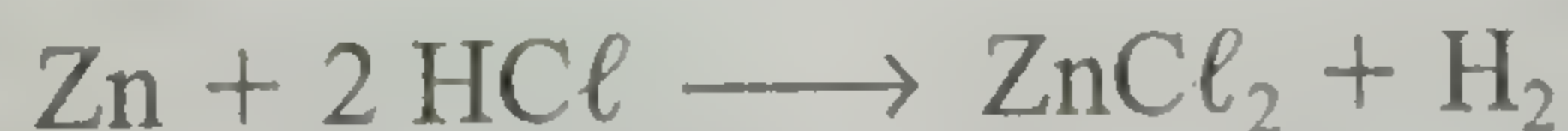
Na síntese do P_4O_6 , $P_{4(s)} + 3 O_{2(g)} \longrightarrow P_4O_{6(s)}$, a velocidade da reação depende apenas da concentração molar do oxigênio:

$$v = k[O_2]^3$$

Superfície de contato

Quanto maior a superfície de contato entre os reagentes, maior é a velocidade da reação, pois ocorre maior probabilidade de choques efetivos.

Considere a reação:



Experimentalmente, verifica-se a produção de maior quantidade de hidrogênio na reação que emprega zinco em pó devido a sua maior superfície de contato.

Pressão

A elevação da pressão aumenta a velocidade das reações quando há reagentes gasosos.

Exemplo:



A concentração molar dos reagentes é dada por: $[A] = \frac{n_{\text{N}_2}}{V}$ e $[B] = \frac{n_{\text{H}_2}}{V}$, em que V é o volume do sistema.

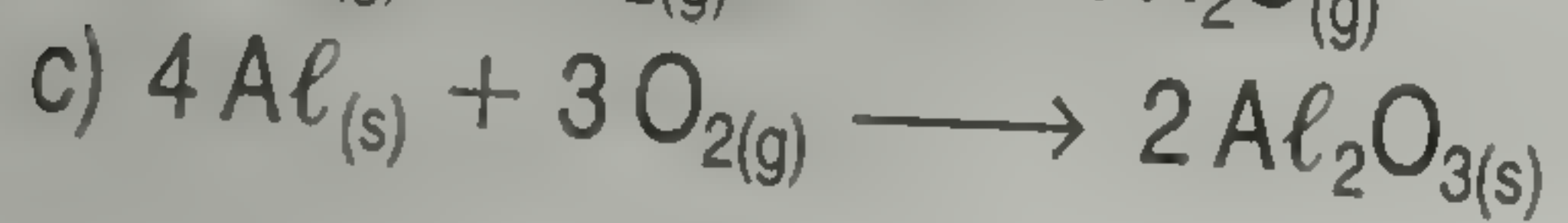
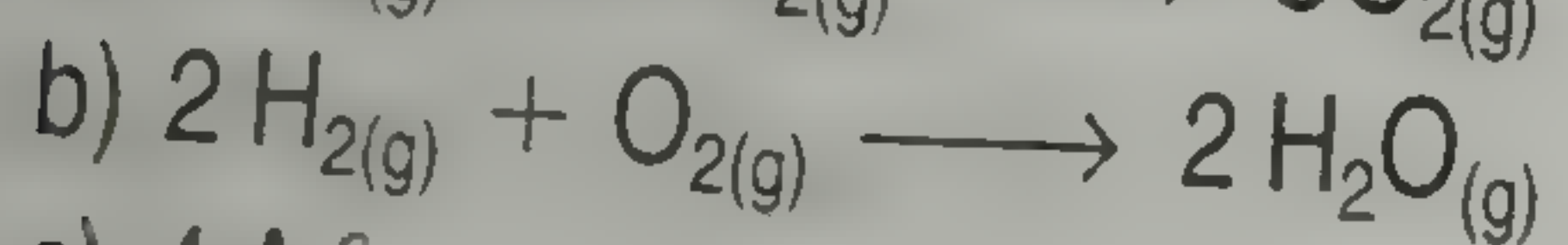
Aumentando-se a pressão, o volume (V) diminui e as concentrações molares de N_2 e de H_2 aumentam, portanto aumenta a velocidade da reação.

Temperatura

À medida que a temperatura se eleva, aumenta a agitação das moléculas. Assim, aumenta o número de moléculas com energia igual ou superior à energia de ativação. A velocidade de reação será maior devido ao aumento do número de choques.

EXERCÍCIOS

5. Para as reações abaixo, consideradas elementares, determine a expressão da velocidade da reação aplicando a Lei de Ação das Massas.



6. (PUC-SP) A reação $\text{N}_{2(g)} + 3 \text{H}_{2(g)} \longrightarrow 2 \text{NH}_{3(g)}$ está se processando em um recipiente fechado e em condições tais que a velocidade obedece à equação:

$$V = k[\text{N}_2][\text{H}_2]^3$$

Duplicando-se as concentrações molares do nitrogênio e do hidrogênio e permanecendo todas as demais condições constantes, iremos notar que a velocidade da reação:

a) permanece constante.

b) duplica.

c) fica 4 vezes maior.

d) fica 8 vezes maior.

e) fica 16 vezes maior.

7. (Fuvest-SP) Para uma dada reação química, expressa com $A \longrightarrow B$, sabe-se que a concentração de A reduz-se à metade em cada intervalo de 30 minutos.

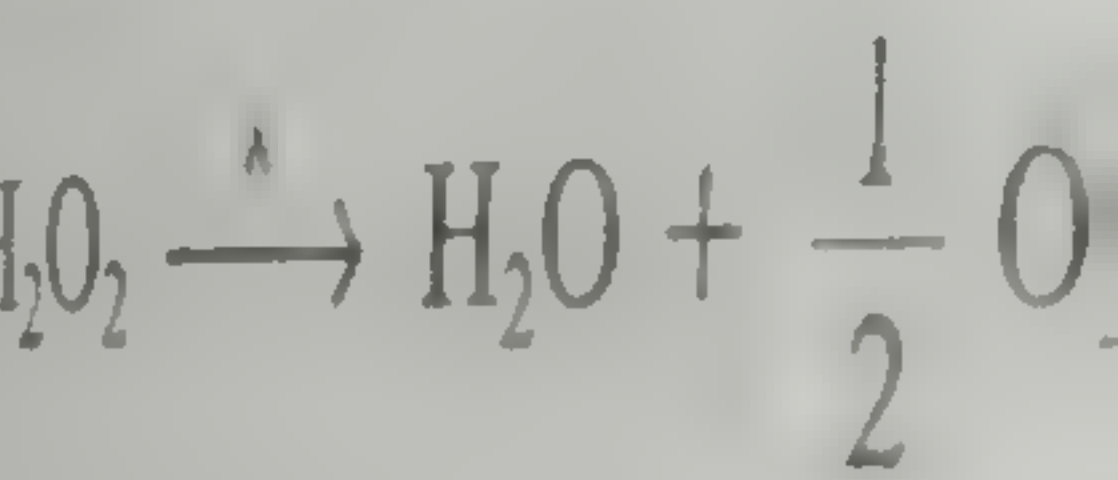
a) Se a concentração inicial de A for de 1,00 mol/L, após quanto tempo ela atingirá o valor de 0,125 mol/L?

b) A velocidade dessa reação permanece constante, aumenta ou diminui com o tempo? Justifique.

8. (UFMT) "Nas madeiras, o pó da madeira (serragem) pode ser queimado por uma faísca ou chama e produzir incêndios de proporções incalculáveis."

a) Quais os fatores que têm influência na velocidade de uma reação que justificam essa afirmação?

b) Justifique sua resposta.



é o motivo pelo qual a água oxigenada...

ação do catalisador

catalisador diminui a energia de ativação, tornando a reação menos energética. A energia...

Menor energia de ativação da reação

Menor número de moléculas com energia suficiente para colidir...

Catalisador – Catálise

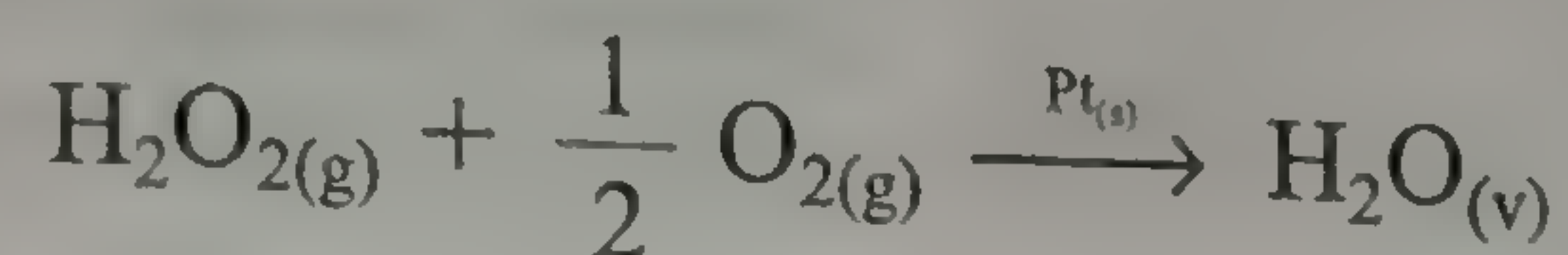
Catalisador é a substância capaz de aumentar a velocidade de uma reação química sem ser consumido pela reação.

Nos processos biológicos, as enzimas atuam como catalisadores.

A catálise pode ser homogênea ou heterogênea dependendo do número de fases formadas pelo catalisador e pelo sistema em reação.

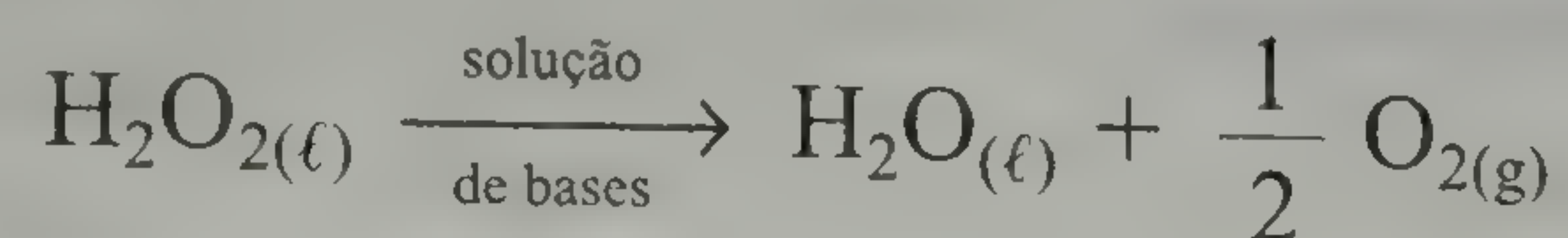
Na catálise heterogênea, os reagentes e o catalisador formam duas ou mais fases.

Exemplos:



Na catálise homogênea, os reagentes e o catalisador constituem uma só fase.

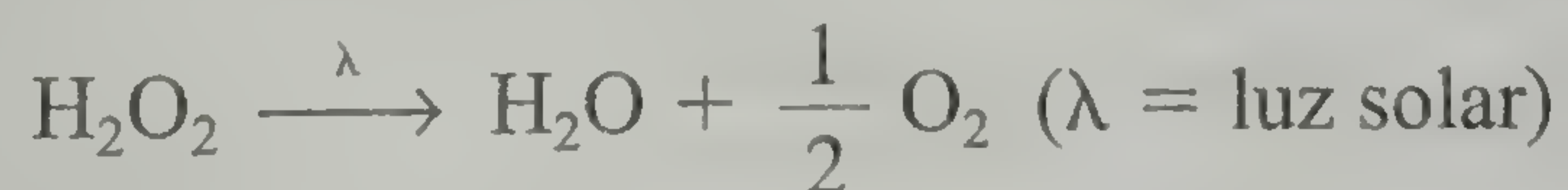
Exemplo:



Essa decomposição pode ser acelerada por uma enzima existente no sangue, a catalase. O fenômeno pode ser observado ao passarmos água oxigenada sobre um ferimento, ocorrendo desprendimento imediato de oxigênio. Este tem a propriedade de matar os microorganismos, funcionando como anti-séptico.

Por outro lado, essa decomposição é inibida pela presença de H^+ . A água oxigenada preparada no comércio contém algumas gotas de H_3PO_4 , que evita a sua rápida decomposição. O ácido é um *inibidor* da reação.

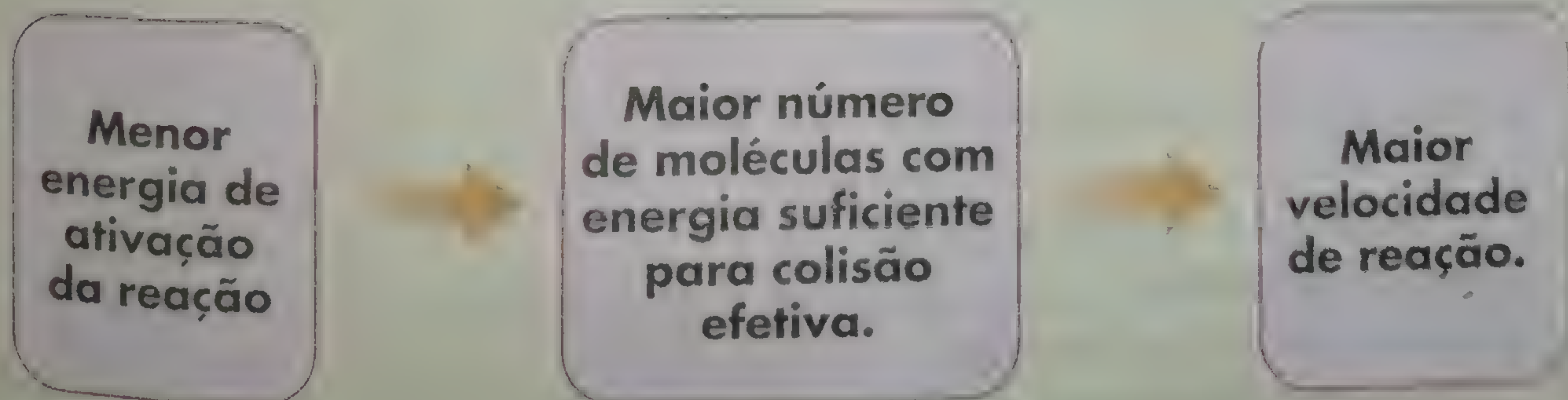
A água oxigenada, também denominada peróxido de hidrogênio, é decomposta pela luz solar (nesse caso, a luz não é considerada catalisador).

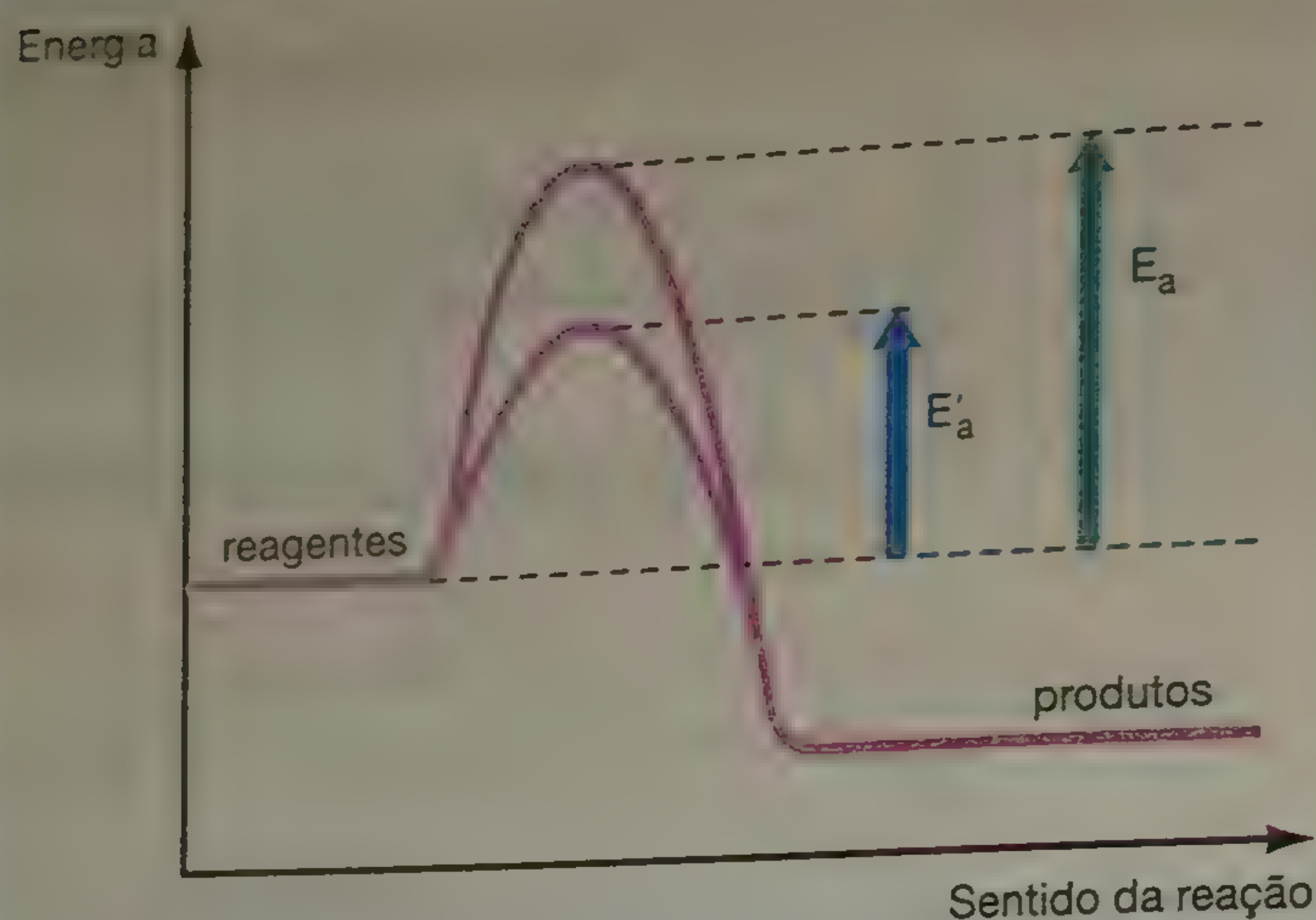


Esse é o motivo pelo qual a água oxigenada é guardada em frascos escuros ou opacos.

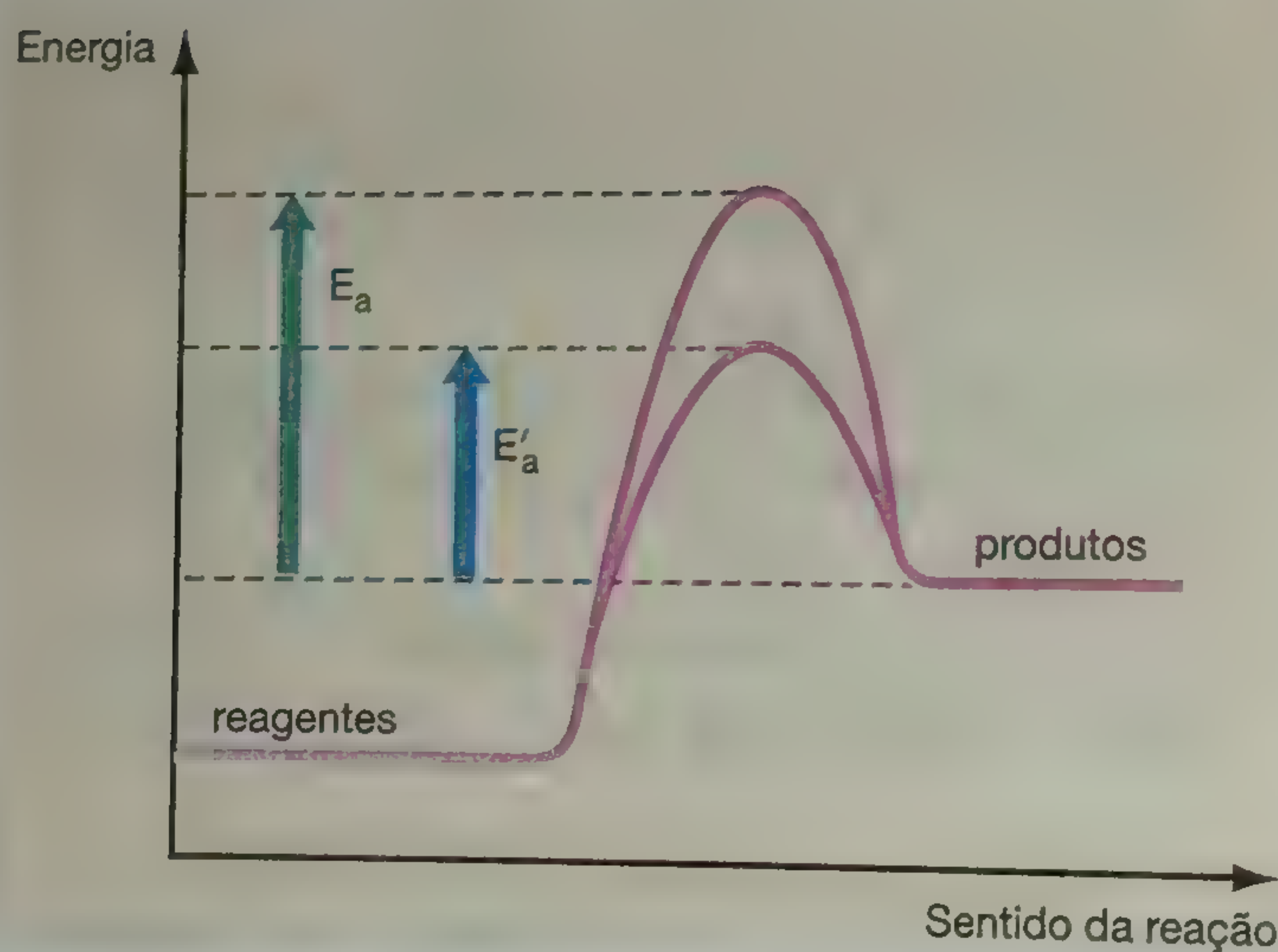
• Ação do catalisador

O catalisador diminui a energia de ativação da reação devido à formação de um complexo ativado menos energético. A energia de ativação é inversamente proporcional à velocidade da reação.





Reação exotérmica.



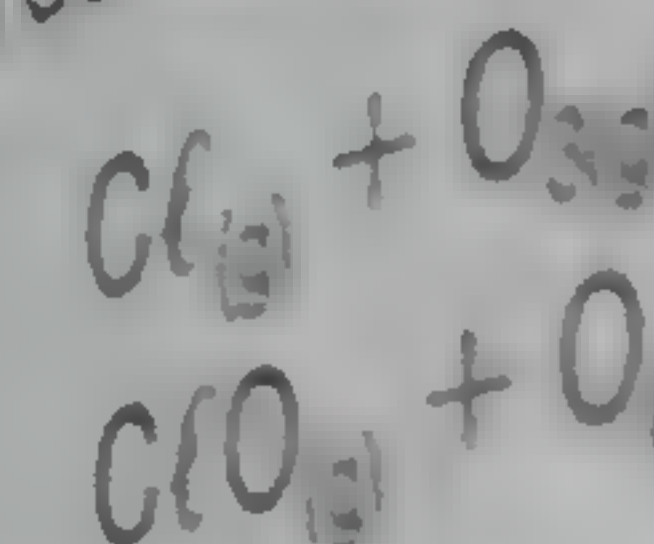
Reação endotérmica.

E_a = energia de ativação para reação sem catalisador

E'_a = energia de ativação para reação com catalisador

Para a reação $2H_2 + O_2 \rightarrow 2H_2O$, considere o diagrama de energia de uma função repressora. A reação é exotérmica e ocorre em comum. A reação ocorre em etapas intermediárias. A energia de ativação de formação dos produtos é menor que a energia de formação dos reagentes.

Para alguns cientistas, o cloro atua como propelente na atmosfera de acordo com o seguinte processo:

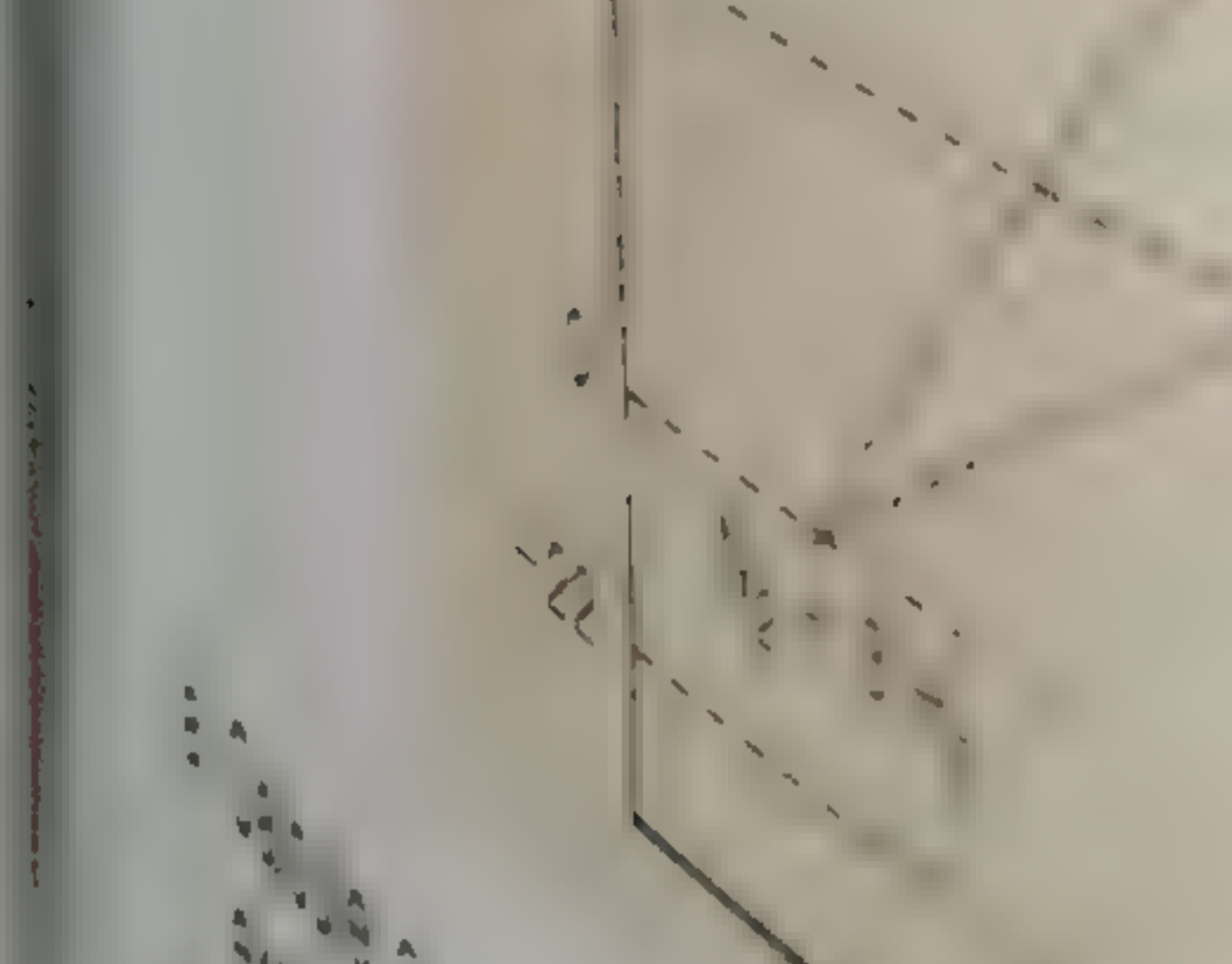


Passo: o cloro atômico age como catalisador. O cloro atômico age como catalisador.

2. (Questão-SP) Considere a reação reversível $2H_2 + O_2 \rightleftharpoons 2H_2O$. Se a reação direta é -15 kcal , e a energia de ativação da reação direta é 15 kcal , a energia de ativação da reação inversa é:

1. 15 kcal c) 35 kcal
2. 15 kcal d) 70 kcal

3. (Questão-SP) A reação representada pelo diagrama de energia abaixo é:

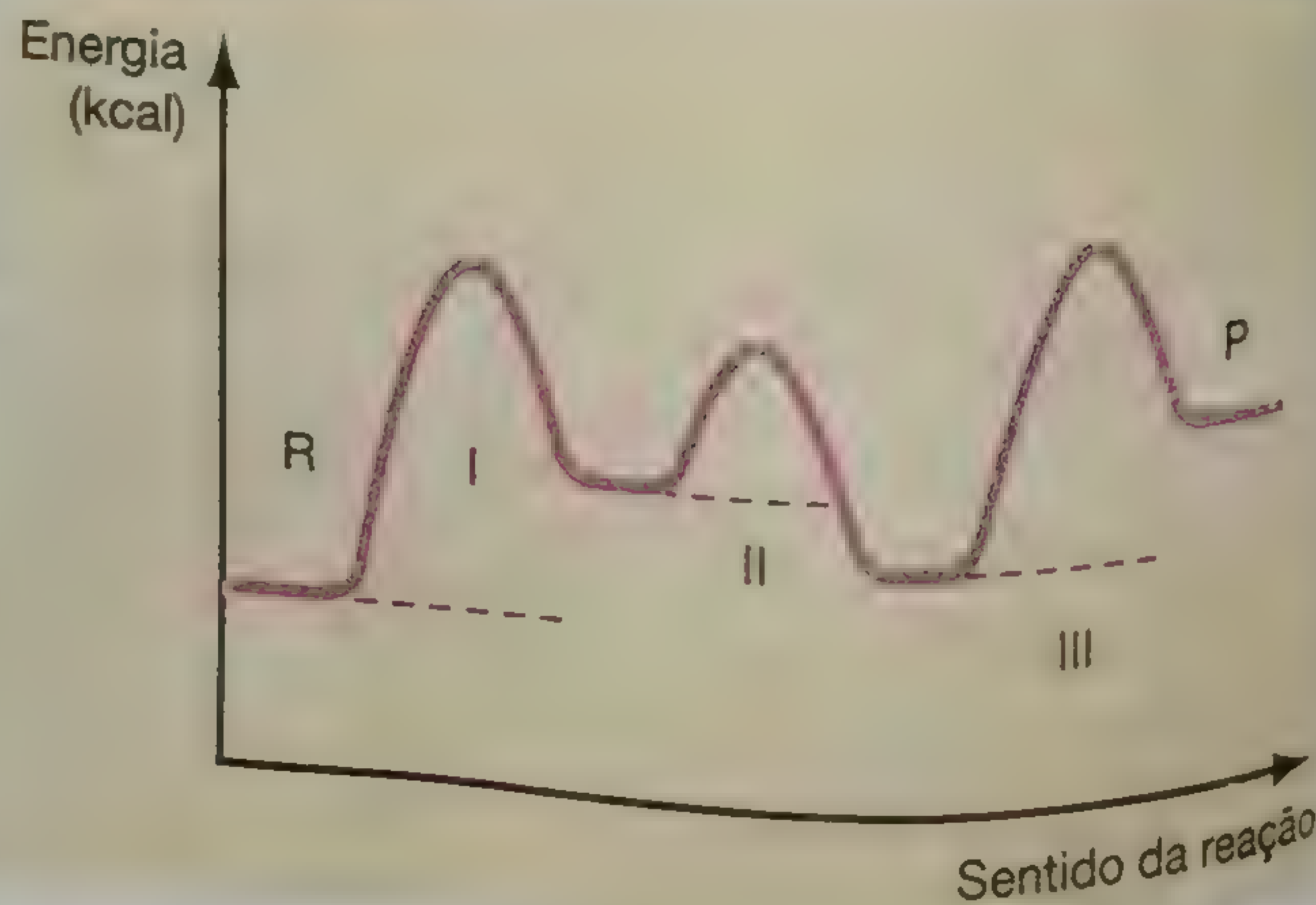


Se a reação ocorrer com e sem catalisador, a energia de ativação da reação direta é:

EXERCÍCIOS

9. (UCMG) Uma reação química processa-se conforme o gráfico. É incorreto afirmar que:

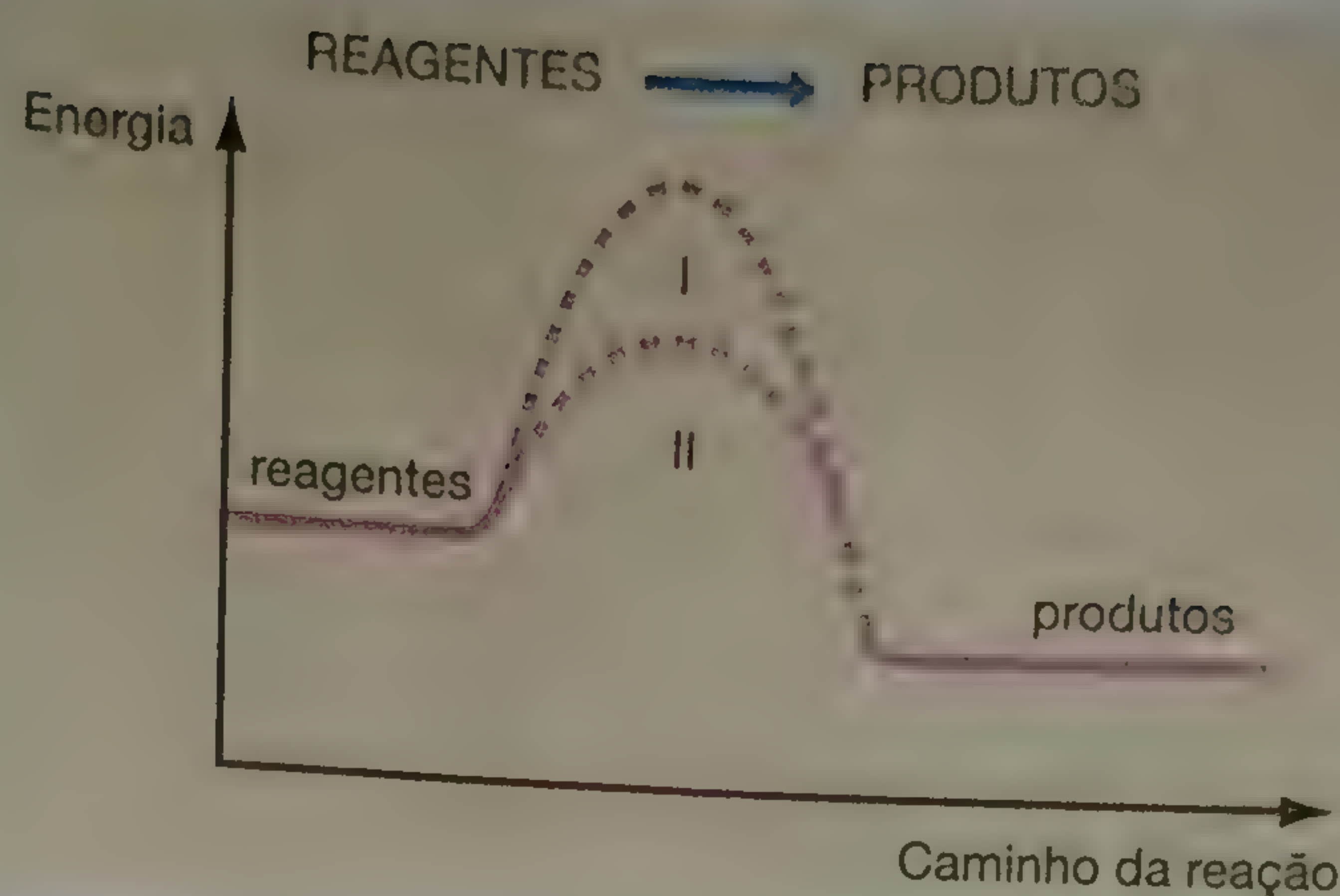
- A passagem I é denominada endotérmica.
- A passagem II envolve a menor energia de ativação.
- A passagem III é a mais lenta.
- III libera mais calor que II.
- A reação processa-se em etapas.



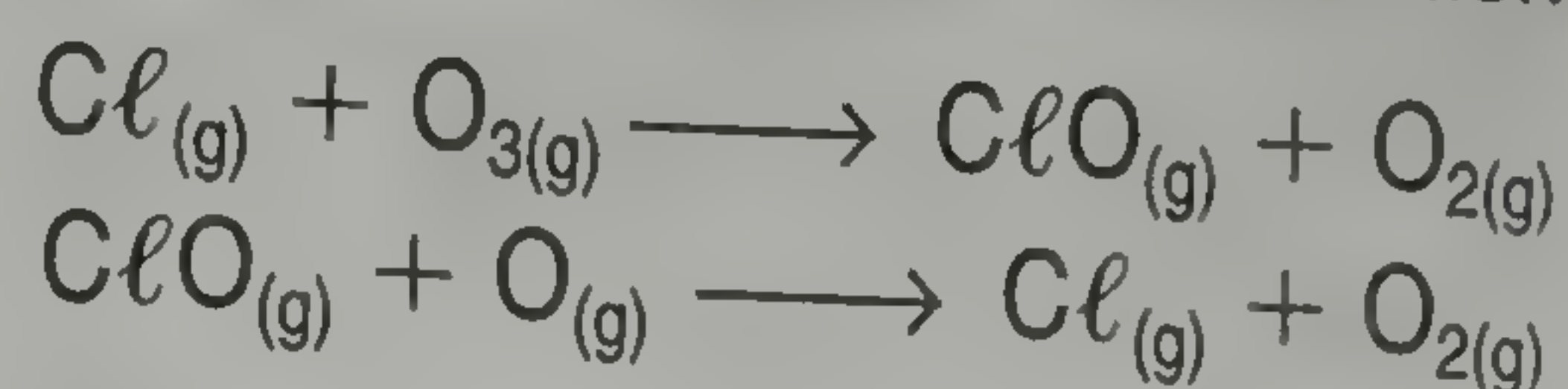
10. (Santa Casa-SP) Considere o diagrama de energia de uma função representada por:

Os caminhos I e II têm em comum:

- O número de etapas intermediárias da reação.
- O valor da velocidade de formação dos produtos.
- O valor da energia de ativação.
- A obtenção dos mesmos produtos.
- A obtenção dos mesmos complexos ativados.



11. (PUC-RS) Para alguns cientistas, o cloro atômico proveniente de certas substâncias, entre as quais as empregadas como propelentes em aerossóis, acelera a destruição da camada de ozônio da atmosfera de acordo com o seguinte mecanismo:



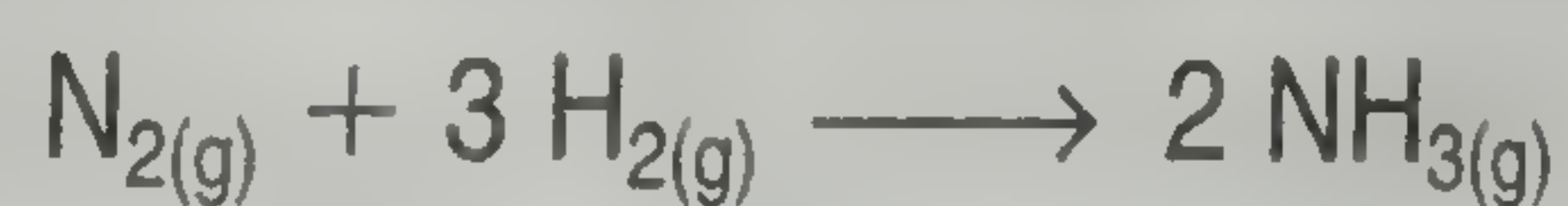
Por isso, o cloro atômico age como:

- ativador
- inibidor
- catalisador
- veneno de catálise
- promotor

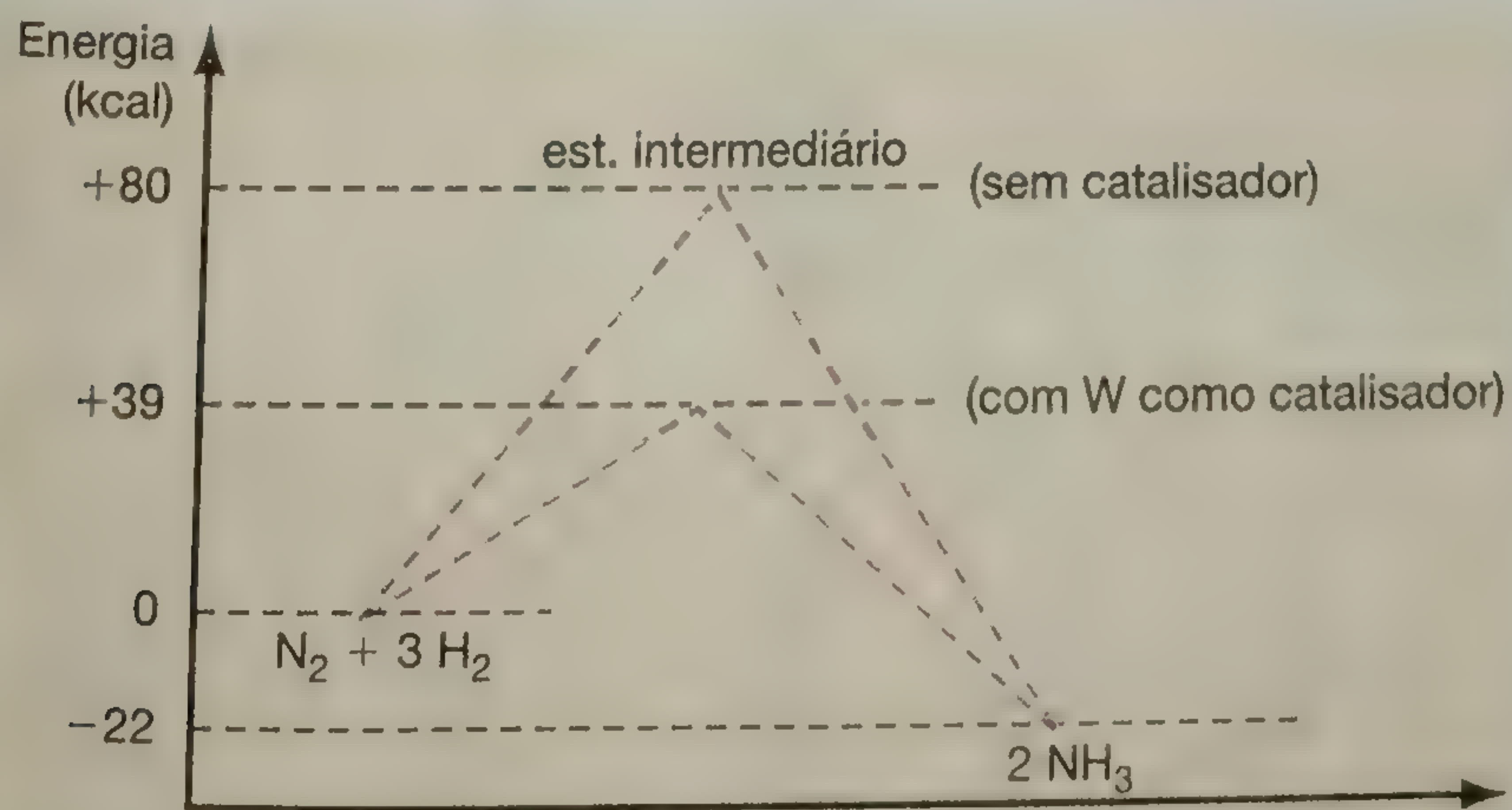
12. (F. Objetivo-SP) Considere a reação reversível: $\text{A} + \text{B} \rightleftharpoons \text{C} + \text{D}$. A variação de entalpia (ΔH) da reação direta é -15 kcal ; e a energia de ativação da reação inversa é 70 kcal . A energia de ativação da reação direta é:

- 85 kcal
- 50 kcal
- 35 kcal
- 70 kcal
- 55 kcal

13. (Fuvest-SP) Na reação representada pela equação química:



o perfil energético, com e sem catalisador, é o seguinte:



- Calcule a energia envolvida por mol de NH_3 formado. O processo é endotérmico ou exotérmico?
- Calcule as energias de ativação para esta reação, na ausência e na presença de catalisador.



254

As baixas temperaturas favorecem a dissolução do oxigênio na água.

19

***Transformações
químicas:
equilíbrio
nas reações***

Muitos processos industriais têm baixo rendimento, isto é, a quantidade de produto obtida não é economicamente satisfatória. Um exemplo é a fabricação de sabões.

Estudar as causas desse fato requer o conhecimento dos fatores que influem na velocidade das reações e também das condições em que elas ocorrem. Uma dessas condições é a reversibilidade.

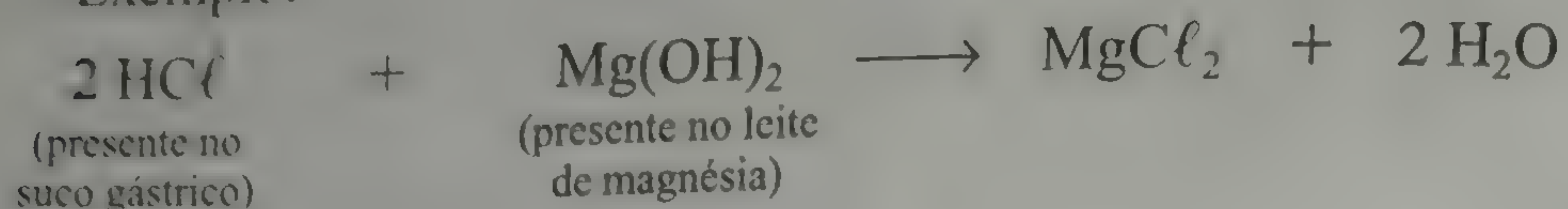
A reação entre hidrogênio e nitrogênio formando amônia é na realidade um sistema reversível. Parte da amônia que vai sendo formada sofre decomposição, produzindo novamente hidrogênio e nitrogênio. Num dado momento, a produção e a decomposição ocorrem com a mesma velocidade. Dizemos que, nesse instante, há um equilíbrio químico no sistema.

Portanto, para melhorar o rendimento das reações reversíveis em equilíbrio, é necessário estudar os fatores que podem deslocar o equilíbrio no sentido desejado.

Reações irreversíveis e reversíveis

Reações irreversíveis são as que ocorrem apenas num sentido: o da formação dos produtos.

Exemplo:



Reações reversíveis são as que ocorrem nos dois sentidos: à medida que os produtos são formados, também reagem formando os reagentes.

Exemplo:



Caracterização do equilíbrio químico: constante de equilíbrio (K_c)

Vamos considerar a reação reversível citada acima partindo de 1 mol por litro de cada reagente e observando as quantidades de substâncias presentes no sistema com o decorrer do tempo.

$\text{H}_3\text{C}-\text{COOH} + \text{HO}-\text{C}_2\text{H}_5 \rightleftharpoons \text{H}_3\text{C}-\text{COO}-\text{C}_2\text{H}_5 + \text{H}_2\text{O}$ ácido acético + álcool etílico acetato de etila + água					
Início da reação	$t = 0$	1,0 mol	1,0 mol	0	0
	t_1	0,90 mol	0,90 mol	0,10 mol	0,10 mol
	t_2	0,80 mol	0,80 mol	0,20 mol	0,20 mol
	t_3	0,70 mol	0,70 mol	0,30 mol	0,30 mol
	t_4	0,60 mol	0,60 mol	0,40 mol	0,40 mol
	t_5	0,50 mol	0,50 mol	0,50 mol	0,50 mol
	t_6	0,40 mol	0,40 mol	0,60 mol	0,60 mol
Reação em equilíbrio químico	t_x	0,33 mol	0,33 mol	0,67 mol	0,67 mol
	t_y	0,33 mol	0,33 mol	0,67 mol	0,67 mol
	t_z	0,33 mol	0,33 mol	0,67 mol	0,67 mol
	\vdots	\vdots	\vdots	\vdots	\vdots

...a Lei de Ação das Massas...

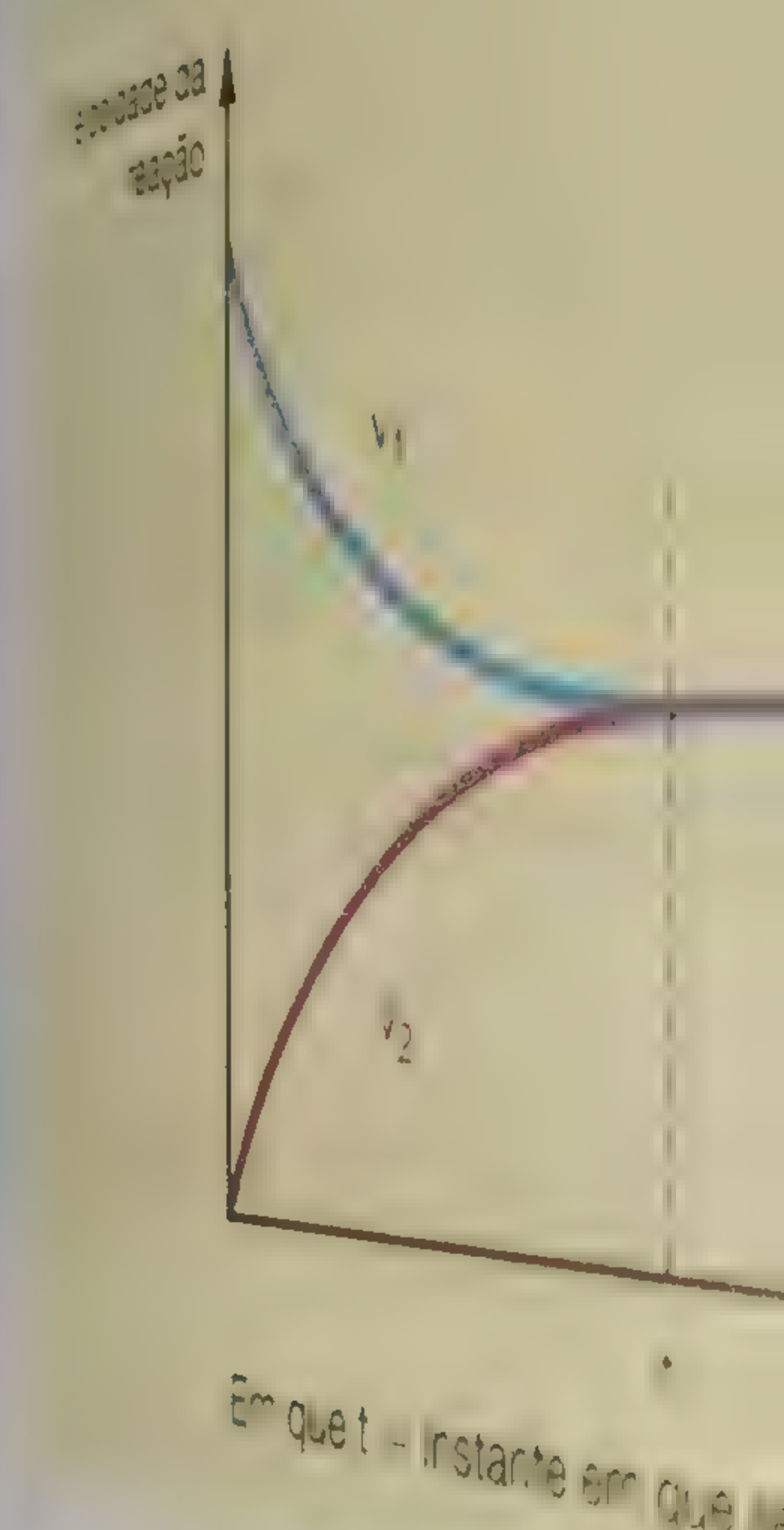
$aA + bB \rightleftharpoons cC + dD$

...isto é, no tempo t ...

...pois as concentrações dos reagentes...

...pois ainda não se processa, aumenta a...

...se torna igual a v_2 ...



...pode-se...

$k_1[A]^a[B]^b = k_2[C]^c[D]^d$

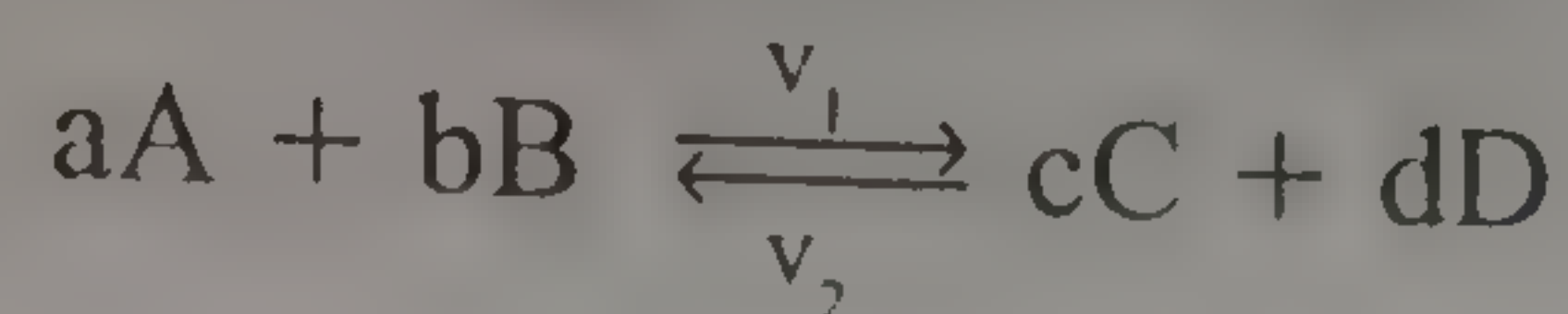
...constante de equilíbrio...

...ácido acético com álcool...

$\text{H}_3\text{C}-\text{COOH} + \text{HO}-\text{C}_2\text{H}_5 \rightleftharpoons \text{H}_3\text{C}-\text{COO}-\text{C}_2\text{H}_5 + \text{H}_2\text{O}$

Observa-se pela tabela que, a partir do instante t_x , as concentrações de reagentes e produtos não mais se alteram com o tempo. Dizemos que a reação atingiu o *equilíbrio químico*.

Aplicando-se a Lei de Ação das Massas em uma reação elementar reversível, temos:

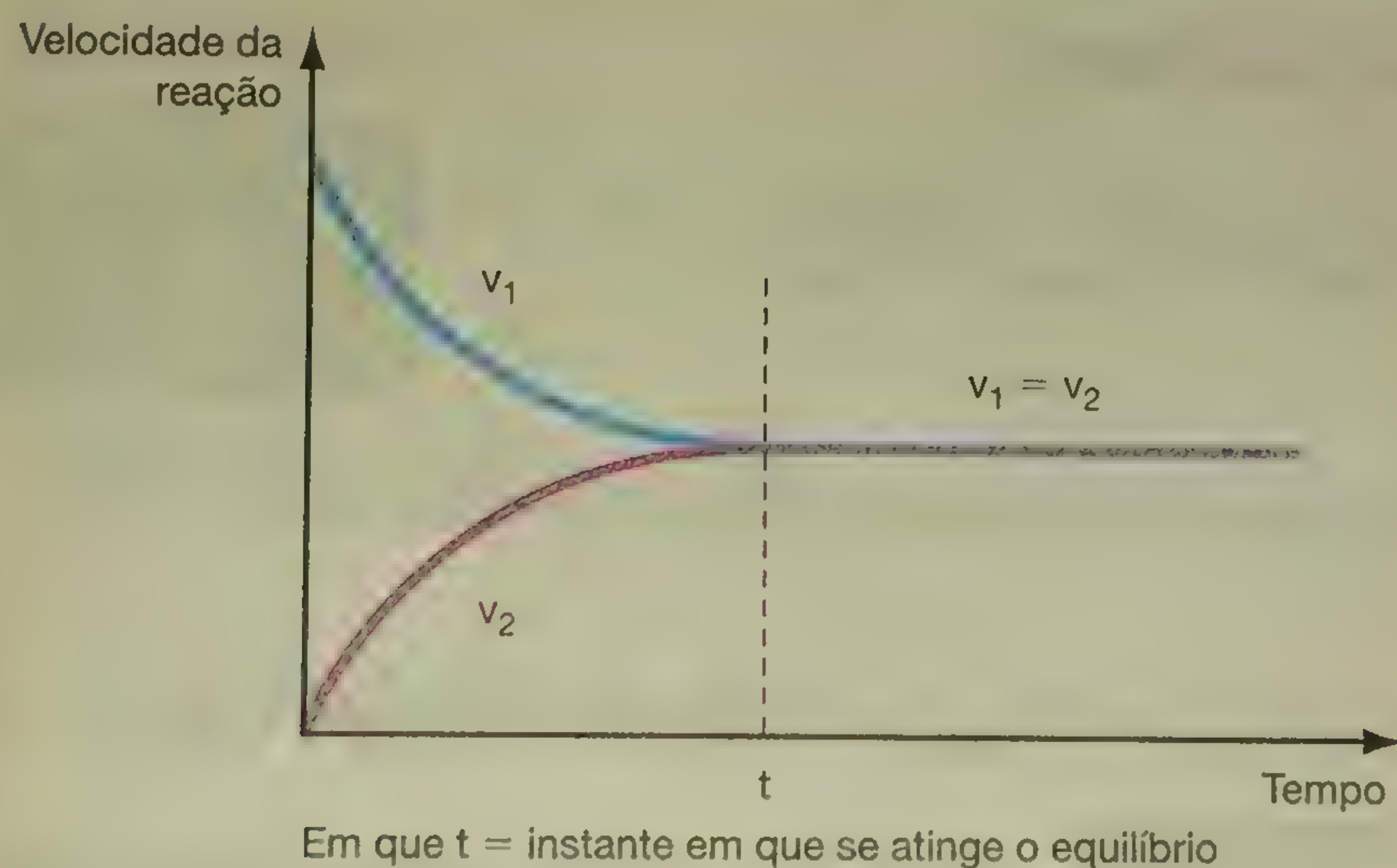


Para a reação direta: $v_1 = k_1 [A]^a [B]^b$; para a reação inversa: $v_2 = k_2 [C]^c [D]^d$.

No início da reação, isto é, no tempo $t = 0$, a velocidade v_1 é máxima, pois as concentrações de A e B são as máximas. Note que, à medida que a reação se processa, v_1 vai diminuindo, pois as concentrações dos reagentes estão diminuindo.

No tempo $t = 0$, v_2 é nula, pois ainda não se formaram os produtos dessa reação. À medida que a reação se processa, aumenta a concentração dos produtos formados e conseqüentemente v_2 aumenta.

No instante em que v_1 se torna igual a v_2 , atinge-se o *equilíbrio químico*.



Em que t = instante em que se atinge o equilíbrio

Se as velocidades se igualam, pode-se escrever:

$$k_1 [A]^a [B]^b = k_2 [C]^c [D]^d$$

$$\frac{k_1}{k_2} = \frac{[C]^c [D]^d}{[A]^a [B]^b}$$

$$K_c = \frac{[C]^c [D]^d}{[A]^a [B]^b}$$

K_c denomina-se constante de equilíbrio em função da concentração.

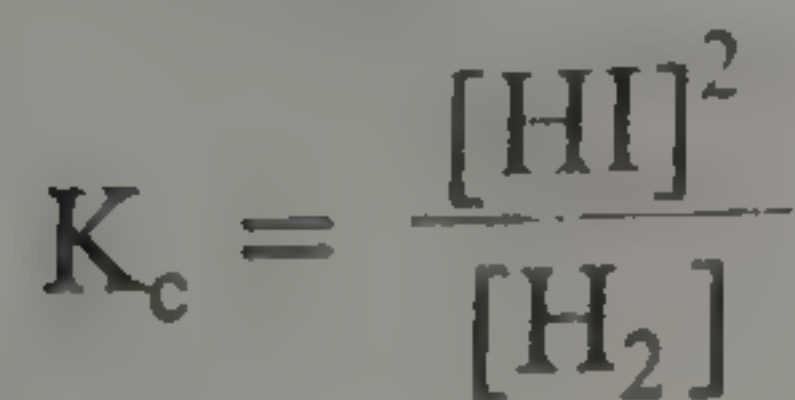
Na reação do ácido acético com álcool etílico, aplicando-se a expressão K_c , temos:

$$K_c = \frac{[H_3C - COO - C_2H_5][H_2O]}{[H_3C - COOH][C_2H_5OH]} = \frac{0,67 \cdot 0,67}{0,33 \cdot 0,33} = 4,1$$

Nos equilíbrios químicos, observa-se que:

- as reações direta e inversa ocorrem com mesma velocidade ($v_1 = v_2$);
- para cada temperatura há um valor fixo da constante de equilíbrio.

Relação entre K_c e K_p
 Por meio das expressões K_c e K_p ,
 chega-se à expressão:

$$K_f = K_r \cdot (RT)^{\Delta n}$$


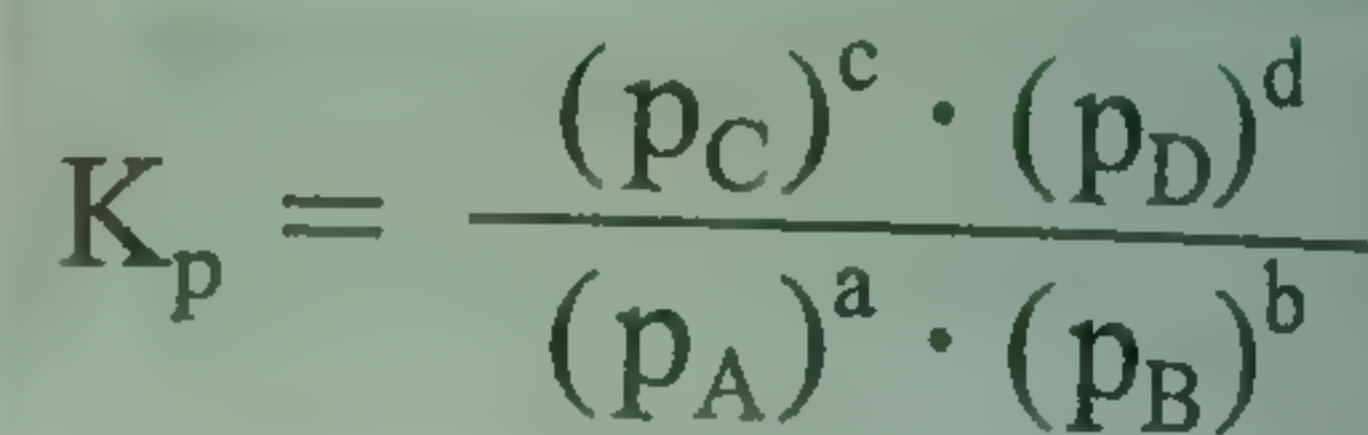
REGGIZZO

Escreva as expressões de K_c para

a) $\text{NO}_2 + \text{SO}_2 \rightleftharpoons \text{NO} + \text{SO}_3$

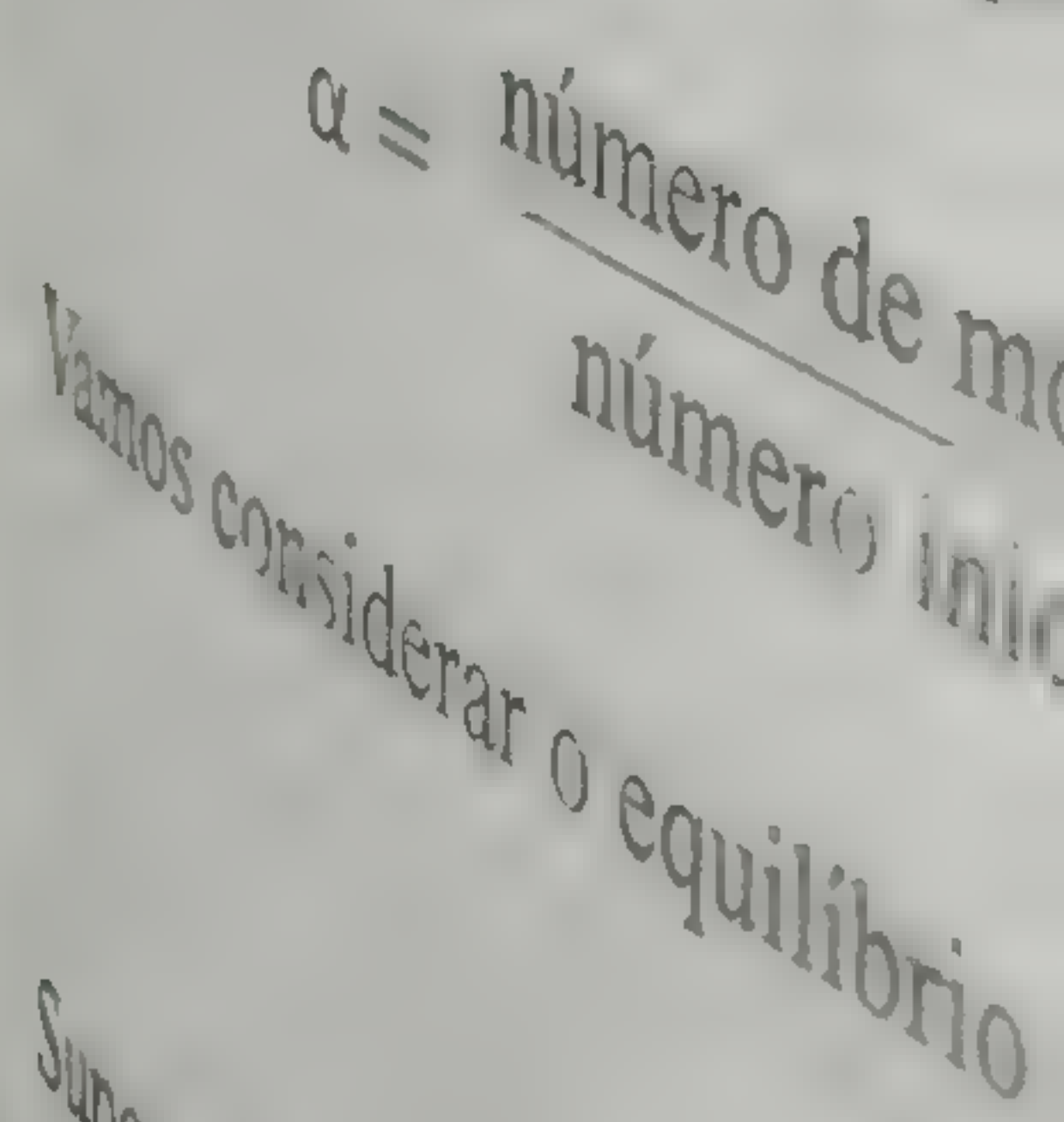
b) $2\text{NO} + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2\text{NO}_2$

b) $3\text{Fe}_{(s)} + 4\text{H}_2\text{O}_{(g)} \rightleftharpoons \text{Fe}_3\text{O}_4$



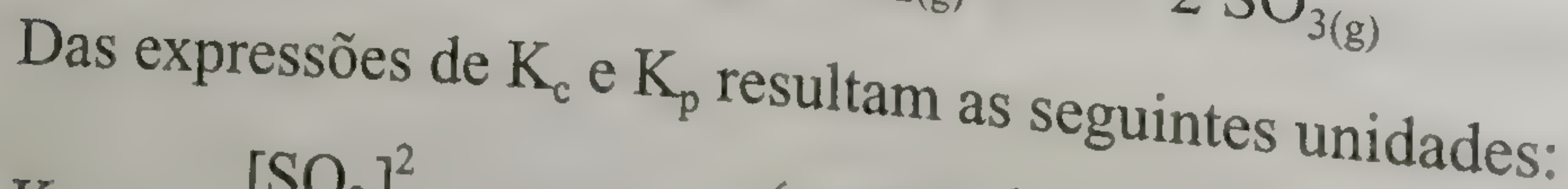
Grau de equilíbric

Em um equilíbrio químico, p
ção direta por meio de porcentag
composição do amoníaco ele se enc
número inicial de mols de amoní
O grau de equilíbrio (α) é a
total de mols inicialmente pr



$$\begin{cases} p_{\text{NH}_3} = \text{pressão parcial do NH}_3 \\ p_{\text{N}_2} = \text{pressão parcial do N}_2 \\ p_{\text{H}_2} = \text{pressão parcial do H}_2 \end{cases}$$

...PCt...



$$K_c = \frac{[\text{SO}_3]^2}{[\text{SO}_2]^2[\text{O}_2]} \Rightarrow \frac{(\text{mol/L})^2}{(\text{mol/L})^2(\text{mol/L})} = (\text{mol/L})^{-1}$$

$$K_p = \frac{(P_{SO_3})^2}{(P_{SO_2})^2 \cdot (P_{O_2})} \Rightarrow \frac{\cancel{(\text{atm})^2}}{\cancel{(\text{atm})^2}(\text{atm})} = (\text{atm})^{-1}$$

Relação entre K_c e K_p

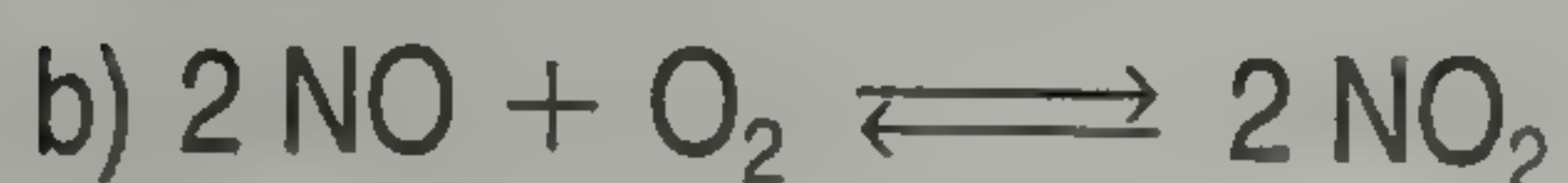
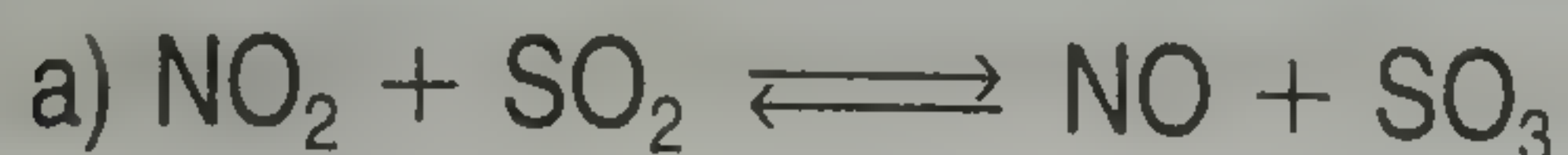
Por meio das expressões K_c e K_p e da equação de Clapeyron aplicada a pressões parciais, chega-se à expressão:

$$K_p = K_c \cdot (RT)^{\Delta n}$$

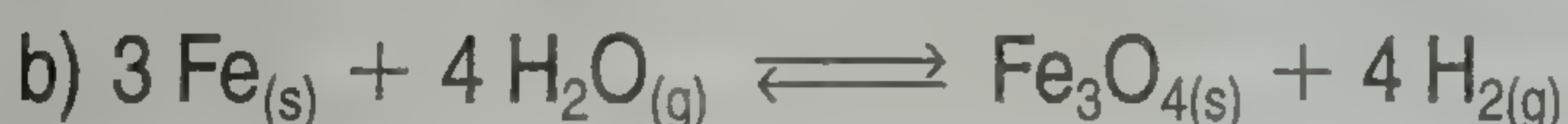
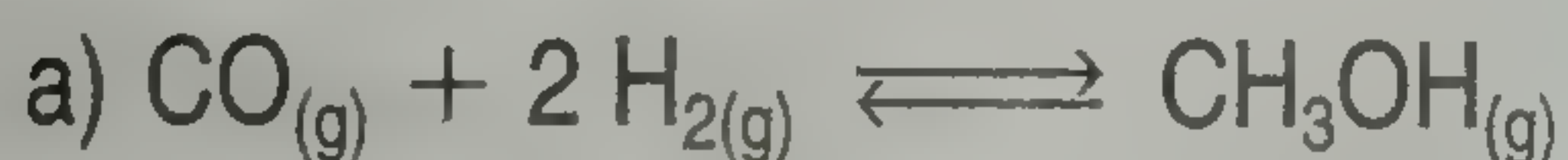
$$\text{em que } \Delta n = n_{\text{produtos}} - n_{\text{reagentes}}$$

EXERCÍCIOS

1. Escreva as expressões de K_c para os equilíbrios químicos abaixo:



2. Escreva as expressões de K_c e K_p , com as respectivas unidades, para os equilíbrios:



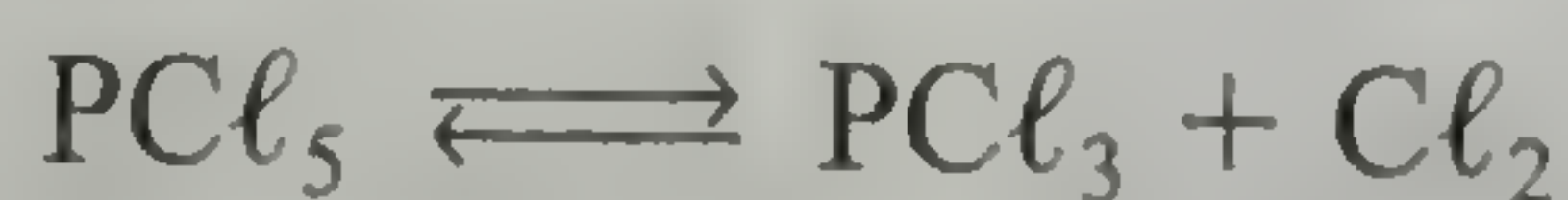
Grau de equilíbrio (α)

Em um equilíbrio químico, pode-se representar a intensidade em que ocorreu a reação direta por meio de porcentagens. Dizer, por exemplo, que no equilíbrio de decomposição do amoníaco ele se encontra 10% decomposto significa que apenas 10% do número inicial de mols de amoníaco foi transformado em H_2 e N_2 .

O grau de equilíbrio (α) é a relação entre o número de mols que reagiu e o número total de mols inicialmente presentes na reação.

$$\alpha = \frac{\text{número de mols que reagiu}}{\text{número inicial de mols}} \quad \alpha_{\%} = \alpha \cdot 100$$

Vamos considerar o equilíbrio de decomposição do PCl_5 :



Supondo que havia de início 0,5 mol de PCl_5 e que 0,2 mol foi decomposto, teremos:

$$\alpha = \frac{0,2}{0,5} = 0,4 \quad \alpha_{\%} = 40\%$$

EXERCÍCIO RESOLVIDO

No equilíbrio $\text{H}_{2(g)} + \text{I}_{2(g)} \rightleftharpoons 2 \text{HI}_{(g)}$, em um recipiente de 3 litros há inicialmente 3 mols de H_2 e 3 mols de I_2 . Atingido o equilíbrio, restou 0,66 mol de H_2 . Calcular o valor da constante desse equilíbrio.

Resolução

EQUAÇÃO DE EQUILÍBRIO	$\text{H}_{2(g)}$	+	$\text{I}_{2(g)}$	\rightleftharpoons	$2 \text{HI}_{(g)}$
Nº de mols inicial	3		3		0
Nº de mols que reagiu	x		x		—
Nº de mols no equilíbrio	$\underbrace{3 - x}_{0,66}$		$3 - x$		2x

a) Cálculo do nº de mols no equilíbrio

$$3 - x = 0,66$$

$$x = 2,34$$

$$2x = 4,68$$

b) Cálculo das concentrações molares no equilíbrio

$$[\text{H}_2] = \frac{0,66}{3} = 0,22$$

$$[\text{I}_2] = \frac{0,66}{3} = 0,22$$

$$[\text{HI}] = \frac{4,68}{3} = 1,56$$

c) Cálculo da constante K_c

$$K_c = \frac{[\text{HI}]^2}{[\text{H}_2][\text{I}_2]} = \frac{(1,56)^2}{(0,22)(0,22)} \Rightarrow K_c = 50,3$$

Resposta

A constante de equilíbrio é 50,3.

260

EXERCÍCIOS

- Sabendo que as pressões parciais de equilíbrio a 225°C são: $\text{HBr} = 2,5 \cdot 10^{-2} \text{ atm}$, $\text{H}_2 = 3,0 \cdot 10^{-4} \text{ atm}$ e $\text{Br}_2 = 2,0 \cdot 10^{-3} \text{ atm}$, determine o valor da constante K_p para a reação $\text{H}_{2(g)} + \text{Br}_{2(g)} \rightleftharpoons 2 \text{HBr}_{(g)}$.
- Num recipiente de 20 L de capacidade, a 3000°C , estão encerrados 0,1 g de hidrogênio, 0,5 g de oxigênio e 0,2 g de água, de acordo com o equilíbrio:

$$2 \text{H}_2\text{O}_{(g)} \rightleftharpoons 2 \text{H}_{2(g)} + \text{O}_{2(g)}$$
 Calcule o valor da constante de equilíbrio K_c .
 Dados: $\text{H} = 1$; $\text{O} = 16$
- (UFPA) Para a reação $\text{A} + \text{B} \rightleftharpoons \text{C} + 2 \text{D}$, foram realizados cinco (5) experimentos cujos resultados estão apresentados na tabela seguinte:

Equilíbrio envolvido

Ácidos em água

Os ácidos, quando colocados em água, sofrem ionização, liberando íons H^+ . A constante de equilíbrio de ionização é:

A constante de equilíbrio de ionização é:

Na tabela seguinte, temos valores de K_a para alguns ácidos.

ÁCIDO	K_a
HCl	
H_2PO_4	
HNO_2	
$\text{H}_2\text{C} - \text{COOH}$	
H_2CO_3	
H_2S	
HCN	

EXPERIMENTO	CONCENTRAÇÃO EM MOL/L			
	I	II	III	IV
I	1,0	8,0	2,0	2,0
II	8,0	4,0	2,0	4,0
III	8,0	6,0	4,0	4,0
IV	18,0	4,0	2,0	6,0
V	32,0	16,0	8,0	8,0

Em qual dos experimentos o equilíbrio ainda não foi atingido?

- a) I b) II c) III d) IV e) V

6. (Faap-SP) A uma dada temperatura, o HI gasoso encontra-se 30% dissociado em I₂ e H₂. Calcule a constante de equilíbrio da equação de reação a essa temperatura.

Equilíbrio envolvendo ácidos e bases

Ácidos em água

Os ácidos, quando colocados em água, ionizam, estabelecendo-se um equilíbrio químico entre os íons e as moléculas não ionizadas. Para um monoácido, tem-se simplificadaamente:



A constante de equilíbrio denomina-se constante de ionização do ácido (K_a) cuja expressão é:

$$K_a = \frac{[\text{H}^+][\text{A}^-]}{[\text{HA}]}$$

Na tabela seguinte, temos valores de K_a de alguns ácidos:

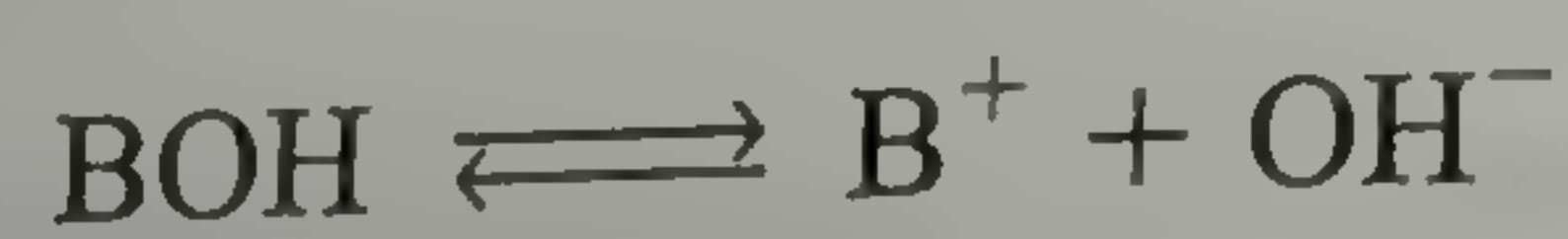
ÁCIDO	(°C)	K _a
HI	25	3 · 10 ⁹
H ₃ PO ₄	25	7,46 · 10 ⁻³ (1ª ionização)
HNO ₂	25	5,0 · 10 ⁻⁴
H ₃ C — COOH	25	1,8 · 10 ⁻⁵
H ₂ CO ₃	25	4,2 · 10 ⁻⁷ (1ª ionização)
H ₂ S	25	1,1 · 10 ⁻⁷ (1ª ionização)
HCN	25	4,0 · 10 ⁻¹⁰

Assim, baseando-se nos valores das constantes de ionização da tabela, conclui-se que são:

ÁCIDO FORTE	ÁCIDO SEMIFORTE	ÁCIDO FRACO
HI	H ₃ PO ₄ HNO ₂	H ₃ C — COOH H ₂ CO ₃ H ₂ S HCN

Bases em água

Seja BOH uma base fraca; quando colocada em água, também se estabelece um equilíbrio iônico:

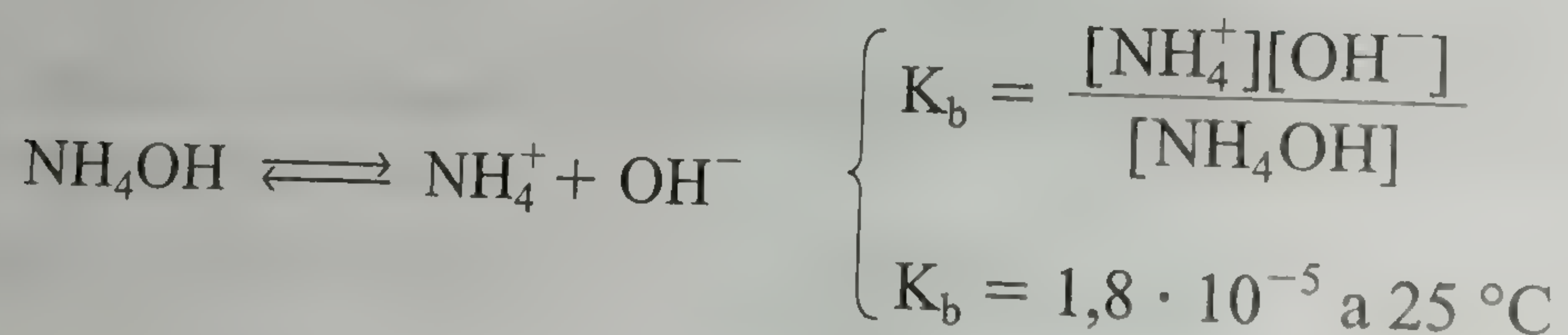


Nesse caso, a constante de equilíbrio denomina-se constante de dissociação da base (K_b) cuja expressão será:

$$K_b = \frac{[\text{B}^+][\text{OH}^-]}{[\text{BOH}]}$$

Exemplo:

O hidróxido de amônio é uma base fraca. Em soluções aquosas, seu equilíbrio químico é representado por:



EXERCÍCIOS

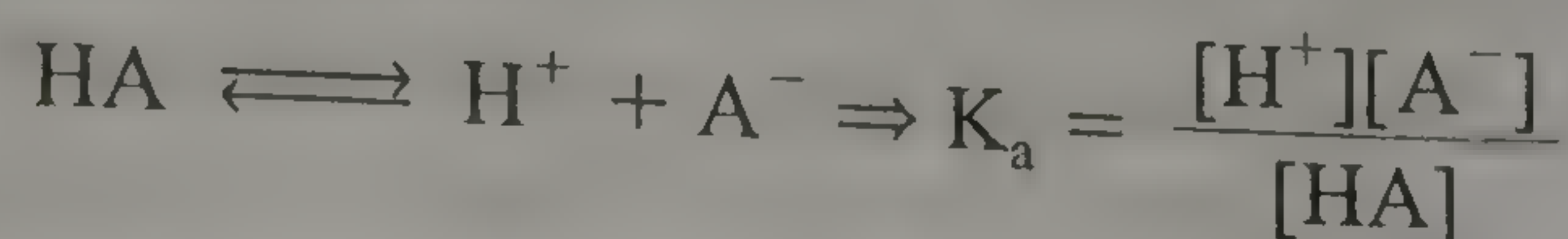
- Escreva as equações dos equilíbrios iônicos e a expressão das constantes de ionização para:
 - ácido sulfídrico;
 - ácido acético.
- Uma solução aquosa 1,0 mol/L de hidróxido de amônio a 25 °C apresenta a mesma concentração molar de íons amônio (NH_4^+) e íons hidróxido (OH^-). Determine essa concentração sabendo que nessa temperatura a constante de dissociação do NH_4OH (K_b) é $1,8 \cdot 10^{-5}$.

Lei da Diluição de Ostwald

Vamos considerar n_1 como o número de mols de um eletrólito fraco HA dissolvido em um determinado volume V de solução aquosa. A concentração molar (\mathcal{M}) pode ser calculada por:

$$\mathcal{M} = \frac{n_1}{V}$$

Sabemos que o eletrólito sofre ionização segundo a equação:



Lembrando que o grau de ionização α desse eletrólito é:

$$\alpha = \frac{\text{n}^\circ \text{ de mols ionizados}}{\text{n}^\circ \text{ de mols dissolvidos (n)}}$$

então o n.º de mols ionizados = αn .

Nesse equilíbrio, temos:

EQUAÇÃO DE EQUILÍBRIO	HA	H ⁺	A ⁻
Nº de mols iniciais	n	0	0
Nº de mols ionizados	αn	—	—
Nº de mols no equilíbrio	$n - \alpha n$	αn	αn
Concentração no equilíbrio	$\frac{n - \alpha n}{V}$	$\frac{\alpha n}{V}$	$\frac{\alpha n}{V}$
	$\mathcal{M} - \alpha \mathcal{M}$	$\alpha \mathcal{M}$	$\alpha \mathcal{M}$

263

Substituindo na expressão de K_a :

$$K_a = \frac{(\alpha \mathcal{M})(\alpha \mathcal{M})}{\mathcal{M} - \alpha \mathcal{M}} = \frac{\alpha^2 \mathcal{M}^2}{\mathcal{M}(1 - \alpha)}$$

$$K_a = \frac{\alpha^2 \mathcal{M}}{1 - \alpha}$$

Lei da Diluição de Ostwald

Podemos concluir que se adicionando solvente à solução de um eletrólito, o seu grau de ionização aumenta.

EXERCÍCIOS

9. Diluindo-se a solução aquosa de eletrólito fraco:
- a constante de ionização aumenta.
 - o grau de ionização aumenta.
 - o grau de ionização diminui.
 - a constante de ionização diminui.
 - n.d.a.
10. No equilíbrio $\text{H}_3\text{C} - \text{COOH} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{H}_3\text{C} - \text{COO}^-$, a concentração inicial do ácido é 0,1 mol/L e o grau de ionização é 1,34%. Calcule:
- a constante de ionização desse ácido;
 - a concentração molar dos íons H^+ .
11. No equilíbrio $\text{NH}_4\text{OH} \rightleftharpoons \text{NH}_4^+ + \text{OH}^-$, a concentração inicial da base é 0,2 mol/L e o grau de dissociação é 0,92%. Calcule:
- a constante de equilíbrio;
 - a concentração molar dos íons (OH^-) .

Deslocamento de equilíbrios químicos

Uma reação reversível atinge o equilíbrio químico quando as concentrações de cada substância presente permanecem inalteradas.

Qualquer fator que modifique essa condição desequilibra momentaneamente a reação; em seguida, atinge-se uma nova posição de equilíbrio em que as concentrações dos reagentes e produtos se modificam em relação aos valores anteriores.

Se na nova posição de equilíbrio a concentração de um dos produtos é maior do que aquela da situação anterior, dizemos que houve deslocamento no sentido da formação desse produto (deslocamento para a direita).

Ao contrário, se a concentração de um dos reagentes torna-se maior do que na situação anterior, dizemos que ocorreu deslocamento no sentido da formação desse reagente (deslocamento para a esquerda).

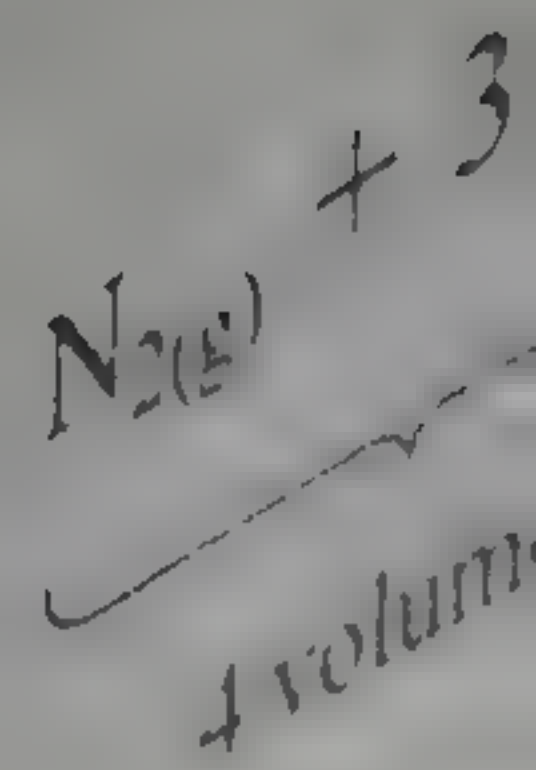
Princípio de Le Chatelier

“Qualquer ação que se exerça sobre um sistema em equilíbrio (mudança de concentração, pressão ou temperatura) provoca um deslocamento no sentido de neutralizar essa ação.”

Influência da pressão

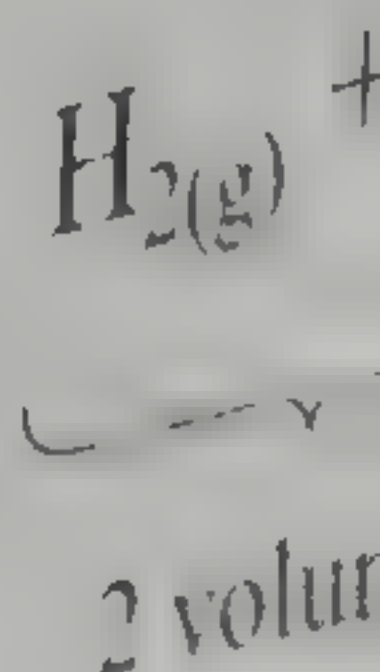
A pressão influi apenas nas reações de equilíbrio em que participam gases se houver contração ou expansão de volume.

Exemplo:



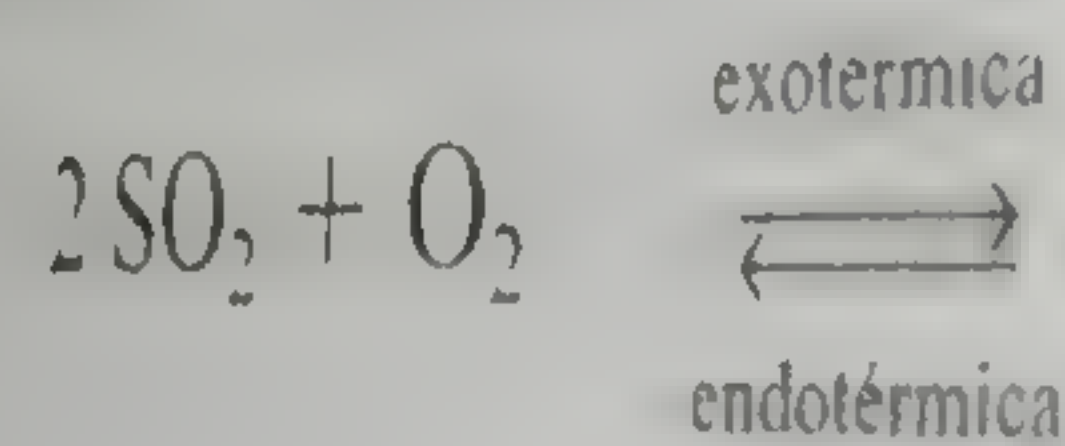
O aumento da pressão sobre a reação desloca o equilíbrio para a direita, ou seja, para a formação de NH_3 , e menor concentração dos reagentes. Nas reações em que os volumes dos gases são iguais, a pressão não influencia o equilíbrio.

Exemplo:



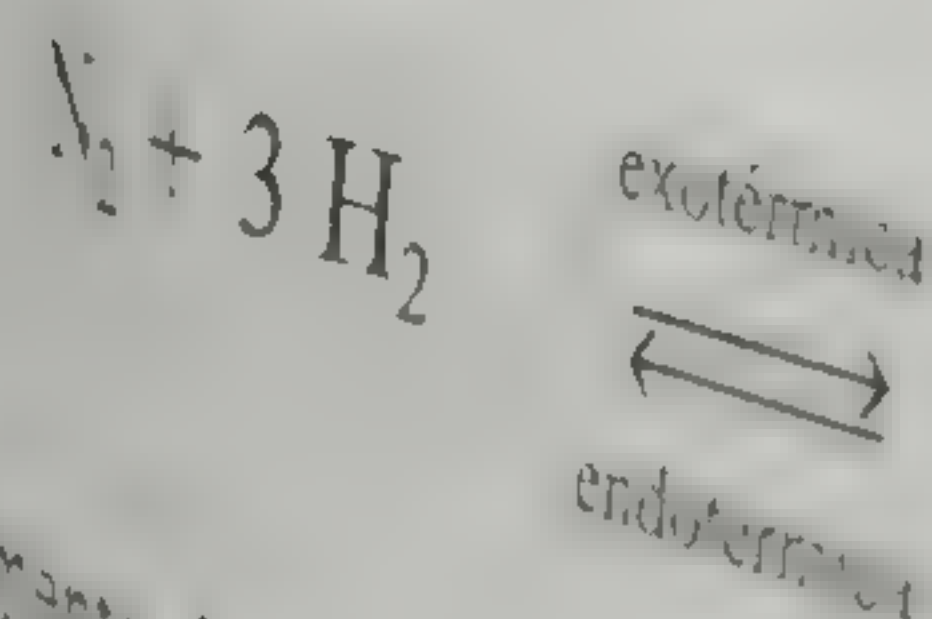
Influência da temperatura

No equilíbrio abaixo, a reação é exotérmica.



A elevação da temperatura do sistema desloca o equilíbrio para a esquerda, ou seja, para a formação de SO_2 e O_2 , e a diminuição da temperatura desloca o equilíbrio para a direita, ou seja, para a formação de SO_3 .

Para a reação:

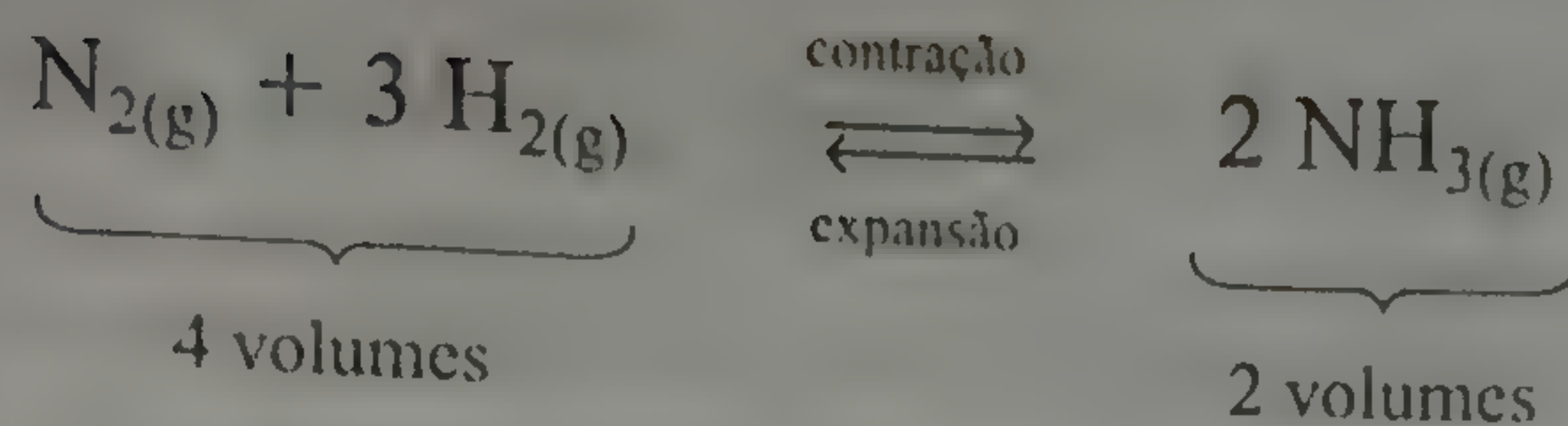


O aumento da temperatura do sistema desloca o equilíbrio para a esquerda, ou seja, para a formação de N_2 e H_2 , e a diminuição da temperatura desloca o equilíbrio para a direita, ou seja, para a formação de NH_3 .

Influência da concentração

Em qualquer reação de equilíbrio, a alteração da concentração de uma das substâncias desloca o equilíbrio no sentido de neutralizar essa alteração.

Exemplo:

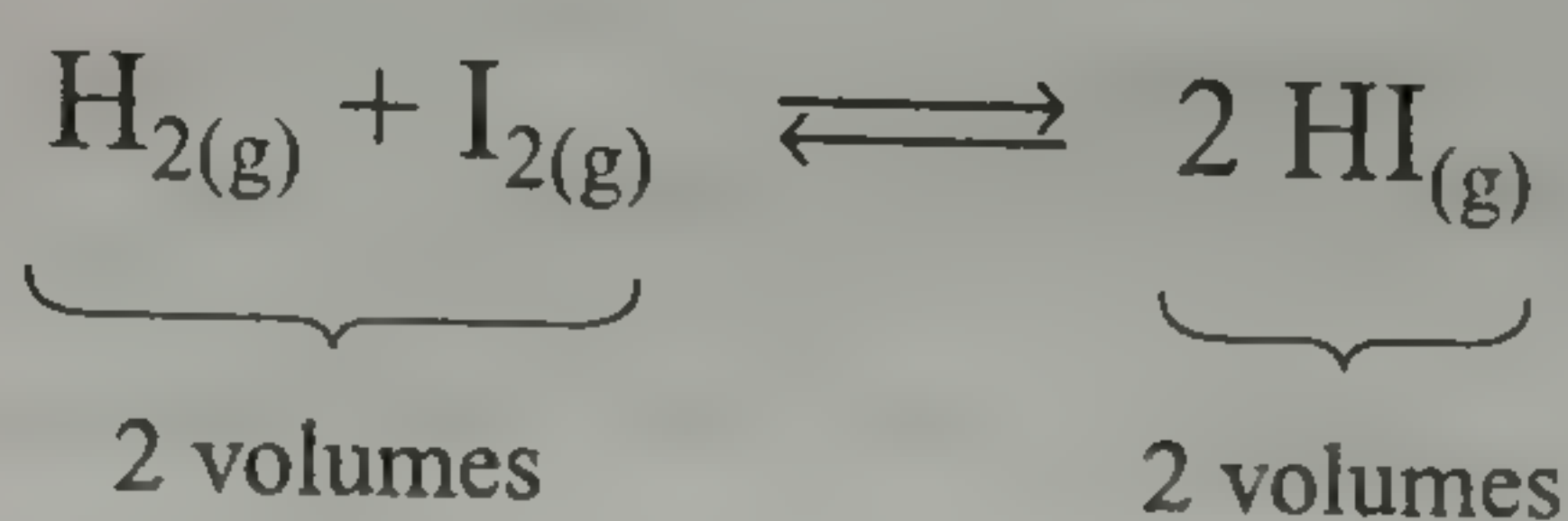


O aumento da pressão sobre o sistema faz o equilíbrio deslocar-se no sentido da contração do volume. Na nova posição de equilíbrio haverá, portanto, maior concentração de NH_3 e menor concentração de N_2 e H_2 .

A diminuição da pressão desloca o equilíbrio para a esquerda.

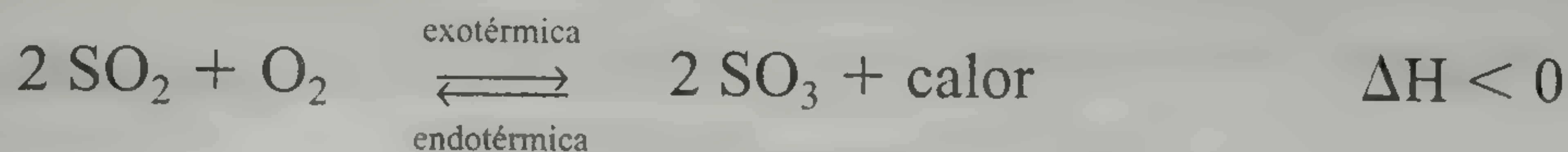
Nas reações em que os volumes se mantêm constantes, a variação da pressão não influi no equilíbrio.

Exemplo:



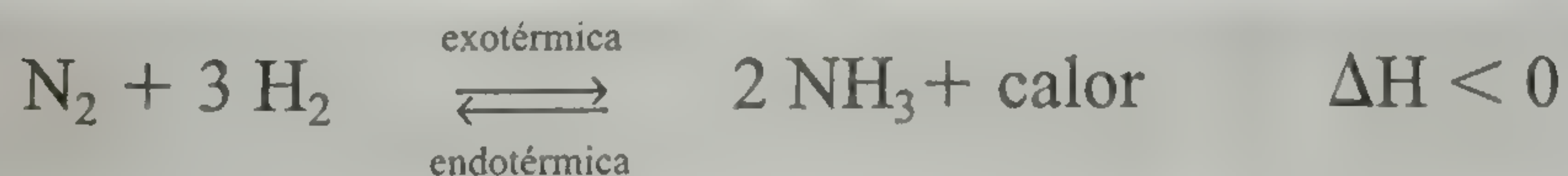
Influência da temperatura

No equilíbrio abaixo, a reação direta é exotérmica e a inversa é endotérmica.



A elevação da temperatura do sistema desloca o equilíbrio no sentido da absorção de calor, isto é, no sentido da reação endotérmica. Ao resfriar o sistema, o equilíbrio desloca-se no sentido da reação exotérmica. Assim, a reação de obtenção do SO_3 é favorecida a temperaturas mais baixas.

Para a reação:



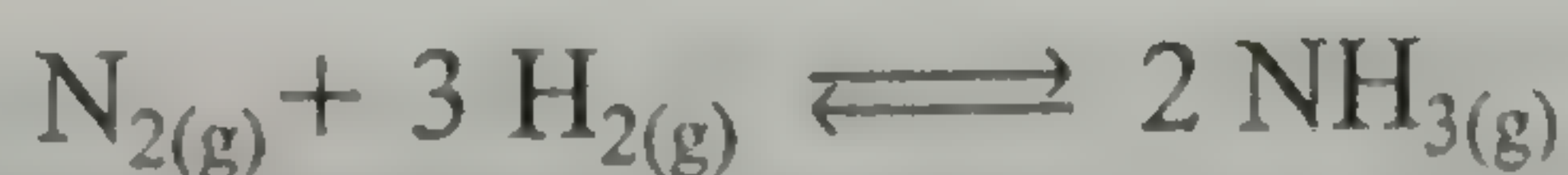
O aumento da temperatura do sistema provoca o deslocamento do equilíbrio no sentido da reação endotérmica, ou seja, da decomposição do NH_3 .

Com o resfriamento do sistema, o deslocamento ocorrerá no sentido da reação exotérmica, isto é, da formação do NH_3 .

A variação na temperatura de um sistema em equilíbrio altera o valor da constante K_c .

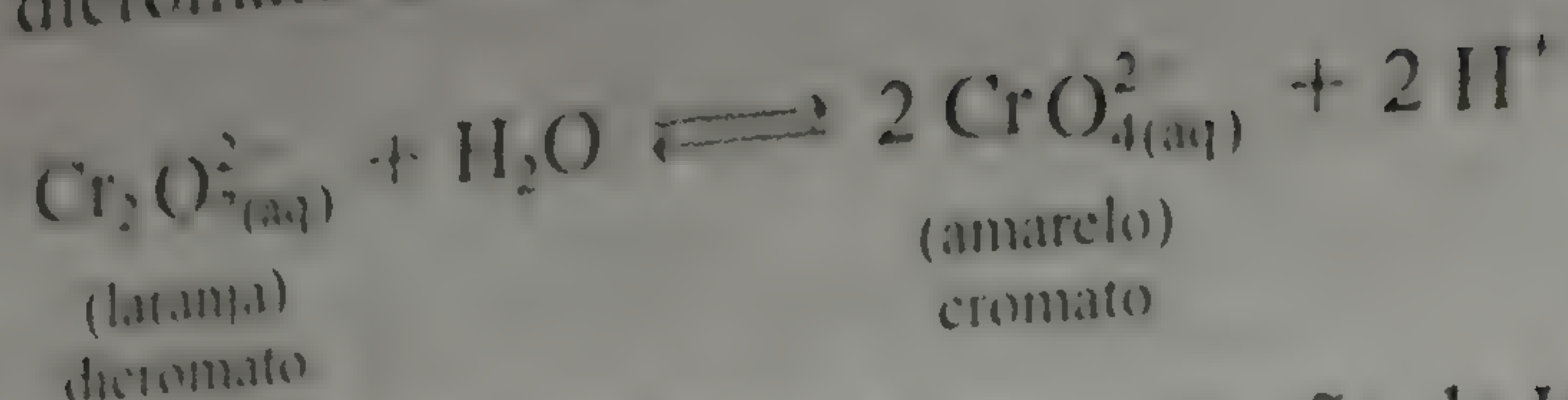
Influência da concentração

No equilíbrio da síntese da amônia:



a adição de N_2 ou H_2 ou a retirada de NH_3 deslocará o equilíbrio para a direita;
a adição de NH_3 ou a retirada de N_2 e H_2 deslocará o equilíbrio para a esquerda.

No equilíbrio dicromato-cromato:

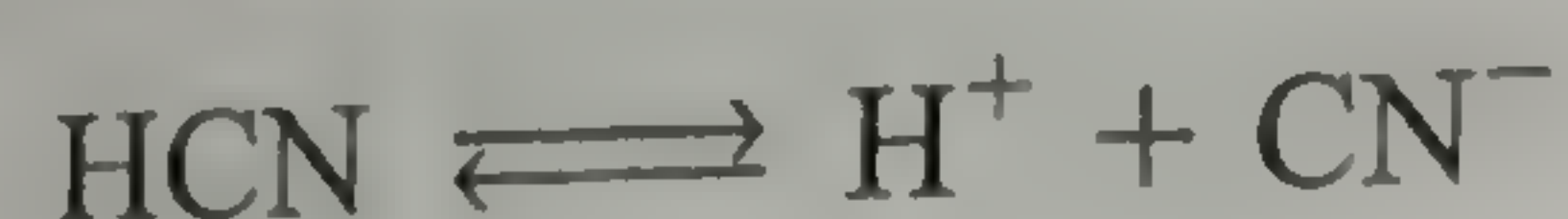


a adição de uma base provoca a diminuição da concentração de H^+ e desloca o equilíbrio no sentido da formação de cromato. O sistema adquire a coloração amarela característica do cromato, pois ocorre a reação entre H^+ e OH^- da base com formação de água.

A adição de um ácido provoca um deslocamento do equilíbrio para a esquerda em virtude do aumento da concentração de H^+ . O sistema adquire a coloração alaranjada característica do dicromato.

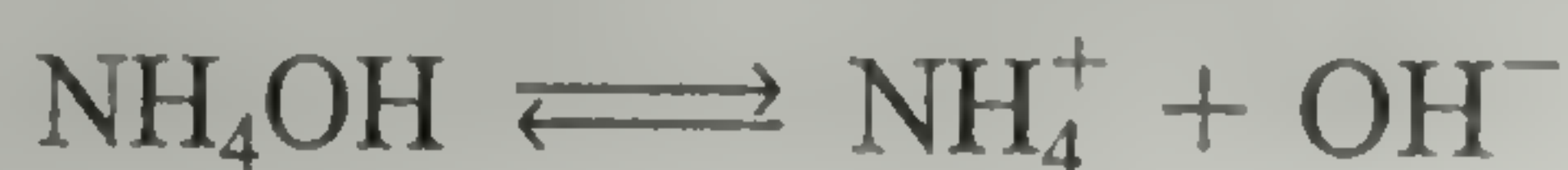
Efeito do íon comum

Seja o equilíbrio iônico do ácido cianídrico:



A adição de qualquer sal contendo íons CN^- (como NaCN , por exemplo) aumenta a concentração de CN^- provocando um deslocamento do equilíbrio no sentido de formação de HCN . A ionização do ácido diminui. Esse efeito de enfraquecimento do ácido devido à adição do sal é denominado *efeito do íon comum*.

Esse fenômeno ocorre também no equilíbrio de bases:



A adição de NH_4Cl provoca um deslocamento do equilíbrio no sentido da formação de NH_4OH . A base torna-se menos dissociada e, portanto, mais fraca.

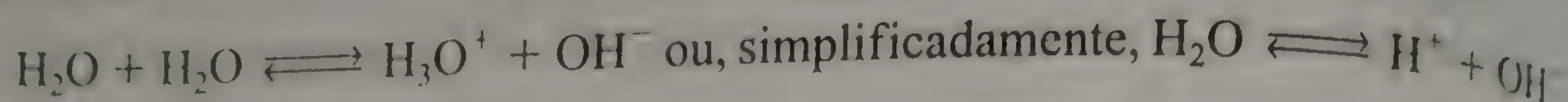
EXERCÍCIOS

12. Dado o equilíbrio: $2\text{NO}_{(\text{g})} + \text{O}_{2(\text{g})} \rightleftharpoons 2\text{NO}_{2(\text{g})} + \text{calor}$, se elevarmos a temperatura do sistema, qual será o efeito sobre:
 - a) o equilíbrio?
 - b) as concentrações de NO , O_2 e NO_2 ?
 - c) o K_c ?
13. (FCM) O rendimento do processo de obtenção de amônia a partir do nitrogênio atmosférico, conforme a reação reversível $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \rightleftharpoons 2\text{NH}_3 + x \text{ cal}$, que a 300°C e 1 atm é de 2,2% em NH_3 , poderia ser melhorado se:
 - a) aumentássemos a temperatura e a pressão.
 - b) diminuíssemos a temperatura e a pressão.
 - c) aumentássemos a temperatura e diminuíssemos a pressão.
 - d) diminuíssemos a temperatura e aumentássemos a pressão.
 - e) O rendimento independe da temperatura e da pressão.

14. Na decomposição térmica do iodreto (HI), o aumento da pressão:
- desloca o equilíbrio para o lado direito.
 - desloca o equilíbrio para o lado esquerdo.
 - não desloca o equilíbrio.
 - não tem nenhuma influência em sistemas em equilíbrio.
 - n.d.a.
15. Na reação reversível $2 \text{SO}_2 + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2 \text{SO}_3 + \text{calor}$, a formação de SO_3 será favorecida:
- pela diminuição da temperatura.
 - pela elevação da temperatura.
 - pela adição de um catalisador.
 - pela diminuição da pressão.
 - n.d.a.
16. Dado o equilíbrio $\text{N}_2 + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2 \text{NO}$, o que acontecerá se:
- aumentarmos a concentração molar de O_2 ?
 - diminuirmos a concentração molar de NO ?
 - diminuirmos a concentração molar de N_2 ?
17. O que acontece quando se adiciona pequena quantidade de acetato de amônio sólido a uma solução aquosa de hidróxido de amônio?
18. Adicionando-se H^+ ao equilíbrio $\text{HAc} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{Ac}^-$, que alteração ocorre:
- na concentração de Ac^- no equilíbrio?
 - no valor de K_a ?
- Dado: Ac^- corresponde ao íon acetato
19. Adicionando-se certa quantidade de NaCl ao equilíbrio $\text{H}_2\text{CO}_3 \rightleftharpoons 2 \text{H}^+ + \text{CO}_3^{2-}$, responda:
- Que alteração ocorre nas concentrações de H^+ e CO_3^{2-} ?
 - Ocorre efeito do íon comum?
20. Dissolvendo-se acetato de potássio numa solução de ácido acético, a constante de ionização do ácido, o grau de dissociação e a concentração hidrogeniônica:
- aumenta, aumenta, aumenta.
 - diminui, aumenta, diminui.
 - diminui, diminui, diminui.
 - não se altera, diminui, diminui.
 - não se altera, aumenta, diminui.
21. Qual dos sais abaixo poderia diminuir o grau de ionização da base NH_4OH ?
- | | |
|---------------------------|----------------------------|
| a) NaCl | c) NaNO_3 |
| b) NH_4Cl | d) K_2SO_4 |
22. No equilíbrio: $4 \text{HCl}_{(g)} + \text{O}_{2(g)} \rightleftharpoons 2 \text{H}_2\text{O}_{(g)} + 2 \text{Cl}_{2(g)} + \text{calor}$, verifique qual a alteração na concentração de HCl quando:
- retiramos certa quantidade de O_2 do equilíbrio;
 - aumentamos a pressão total sobre o sistema;
 - resfriamos o sistema;
 - adicionamos um catalisador.

Produto iônico da água (K_w)

A água pode ser considerada como um eletrólito fraco. Assim, sofre processo de auto-ionização de acordo com a seguinte equação:



O grau de ionização da água é extremamente pequeno e, por experiências baseadas na condutividade elétrica, chegou-se à conclusão de que em 1 000 g de água há 10^{-7} mols de moléculas ionizadas a 25 °C.

Em 1 000 g de água há $\frac{1\,000}{18}$ mols de água ou 55,56 mols.

EQUAÇÃO DE EQUILÍBRIO	H_2O	\rightleftharpoons	H^+	+	OH^-
Nº de mol inicial	55,56		0		0
Nº de mol ionizado	10^{-7}		—		—
Nº de mol no equilíbrio	$55,56 - 10^{-7}$		10^{-7}		10^{-7}

A expressão da constante desse equilíbrio é:

$$K_c = \frac{[\text{H}^+][\text{OH}^-]}{[\text{H}_2\text{O}]}$$

A concentração $[\text{H}_2\text{O}]$ permanece praticamente constante. Assim:

$$K_c \cdot [\text{H}_2\text{O}] = [\text{OH}^-][\text{H}^+] = \text{constante}$$

O produto $K_c \cdot [\text{H}_2\text{O}]$ é denominado produto iônico da água (K_w).

$$K_w = [\text{H}^+][\text{OH}^-]$$

A 25 °C \Rightarrow

$$K_w = 10^{-14}$$

Se o meio for neutro:

$$[\text{H}^+] = [\text{OH}^-] = 10^{-7} \text{ mol/L}$$

pH e pOH

Para determinar, na prática, a acidez ou a alcalinidade de soluções aquosas diluídas de eletrólitos, utiliza-se a escala de medidas: pH e pOH.

Define-se pH e pOH
 $\text{pH} = -\log [\text{H}^+]$
 Para o meio neutro
 $\text{pH} = -\log 10^{-7}$
 $\text{pH} = 7$
 Para o meio ácido
 $[\text{H}^+] > 10^{-7}$
 $\text{pH} < 7$
 Para o meio básico
 $[\text{H}^+] < 10^{-7}$
 $\text{pH} > 7$
 Em qualquer sol
 Relação entre a

pH	0
pOH	14

Observação
 Solução-tampão
 em sal com ion com
 adição de um á

Define-se pH e pOH por:

$$\text{pH} = -\log [\text{H}^+]$$

$$\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-]$$

Para o *meio neutro*, sendo $[\text{H}^+] = [\text{OH}^-] = 10^{-7} \text{ mol/L}$, resulta:

$$\text{pH} = -\log 10^{-7}$$

$$\text{pOH} = -\log 10^{-7}$$

$$\text{pH} = 7$$

$$\text{pOH} = 7$$

Para o *meio ácido*, as características ácidas predominam sobre as básicas:

$$[\text{H}^+] > 10^{-7}$$

$$[\text{OH}^-] < 10^{-7}$$

$$\text{pH} < 7$$

$$\text{pOH} > 7$$

Para o *meio básico*, as características básicas predominam sobre as ácidas:

$$[\text{H}^+] < 10^{-7}$$

$$[\text{OH}^-] > 10^{-7}$$

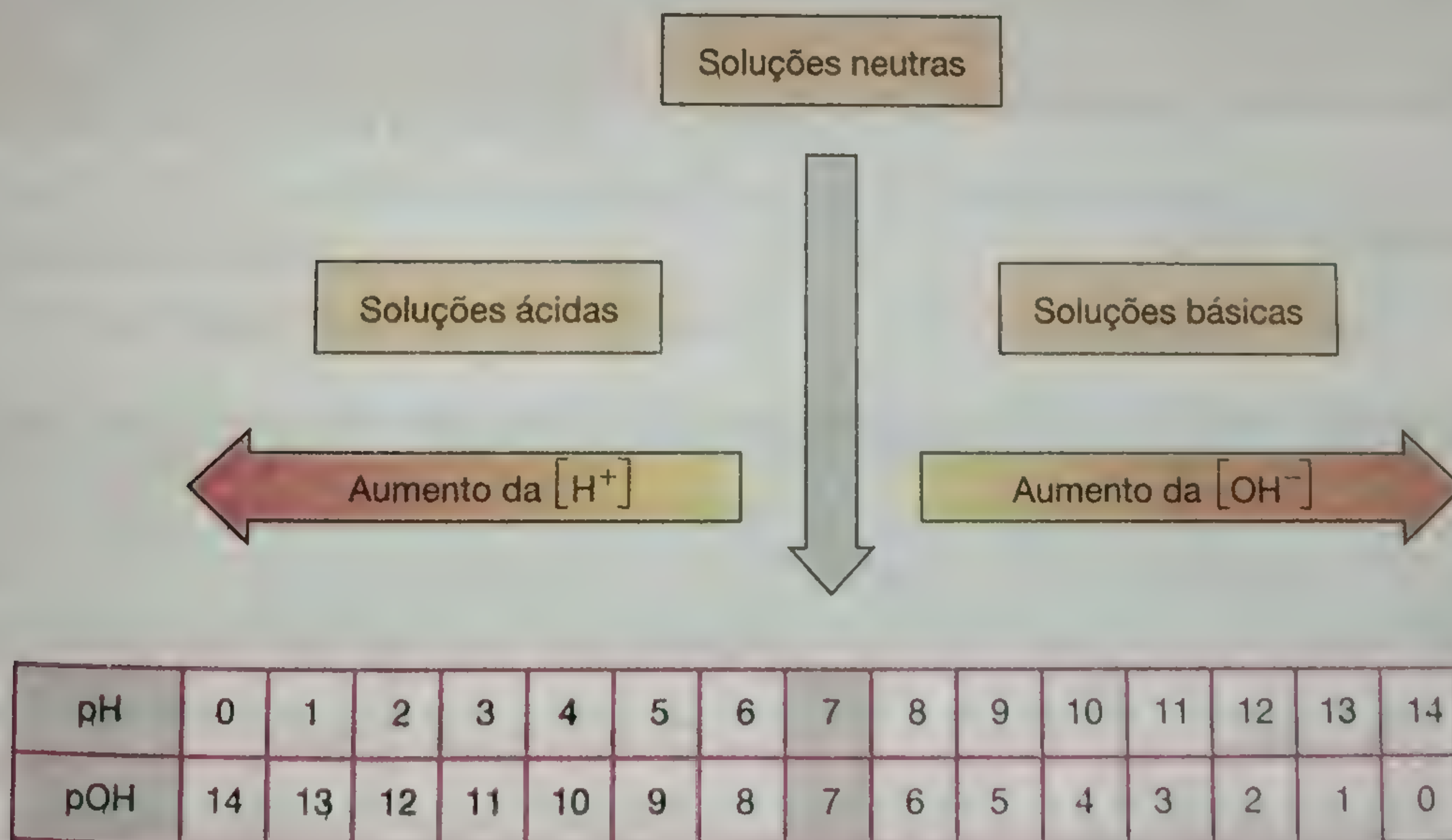
$$\text{pH} > 7$$

$$\text{pOH} < 7$$

Em qualquer solução a 25 °C, verifica-se que:

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14$$

Relação entre as escalas de pH e pOH:



Observação

Solução-tampão é a solução formada por um ácido ou uma base fracos contendo um sal com íon comum. Nessa solução o pH permanece praticamente constante com a adição de um ácido ou de uma base.

EXERCÍCIOS RESOLVIDOS

1. Qual o pH de uma solução cuja concentração hidrogeniônica é 10^{-2} mol/L?

Resolução

$$[H^+] = 10^{-2} \text{ mol/L}$$

$$\text{pH} = -\log [H^+] = -\log 10^{-2} = -(-2) \log 10 = 2$$

$$\text{pH} = 2$$

Resposta

O pH da solução é 2.

2. Qual o pH de uma solução 0,01 mol/L de um monoácido que nessa concentração está 1% ionizado?

Resolução

Lembrando que a concentração hidrogeniônica pode ser calculada por:

$$[H^+] = M\alpha \Rightarrow [H^+] = 0,01 \cdot 0,01 = 0,0001$$

$$[H^+] = 10^{-4} \text{ mol/L}$$

$$\text{pH} = -\log [H^+] = -\log 10^{-4} = -(-4) \log 10 = 4$$

$$\text{pH} = 4 \text{ (solução ácida)}$$

Resposta

O pH da solução é 4.

EXERCÍCIOS

270

23. Em uma solução ácida:

a) $[H^+] > 10^{-7}$ e $\text{pH} > 7$

b) $[H^+] > 10^{-7}$ e $\text{pH} < 7$

c) $[H^+] < 10^{-7}$ e $\text{pH} > 7$

d) $[H^+] < 10^{-7}$ e $\text{pH} < 7$

e) n.d.a.

24. Determine o pH e o pOH de soluções que apresentam as seguintes concentrações:

a) $[H^+] = 0,1 \text{ mol/L}$

b) $[H^+] = 0,001 \text{ mol/L}$

c) $[H^+] = 10^{-8} \text{ mol/L}$

d) $[OH^-] = 10^{-8} \text{ mol/L}$

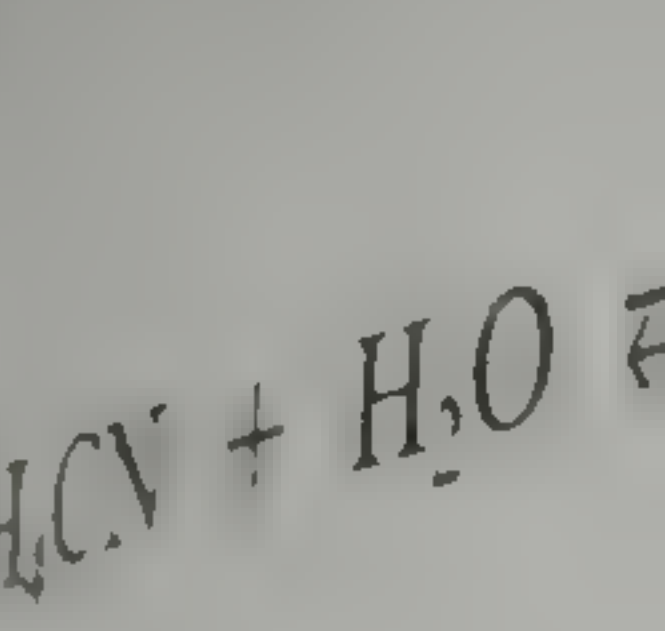
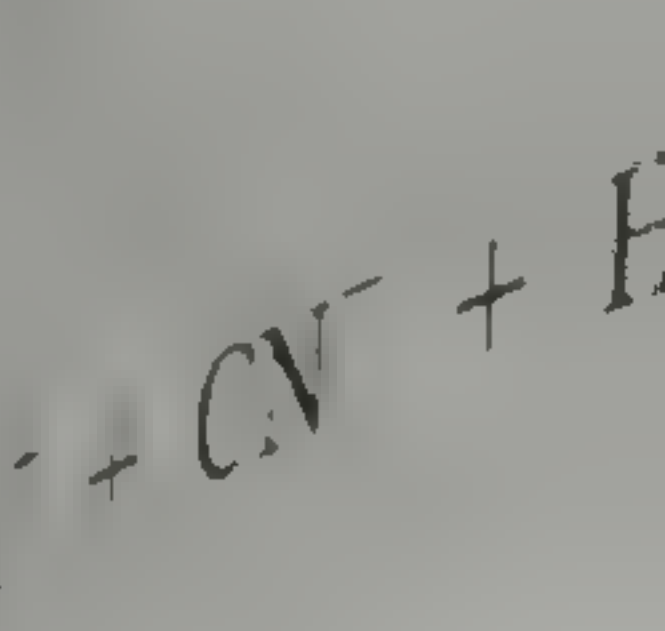
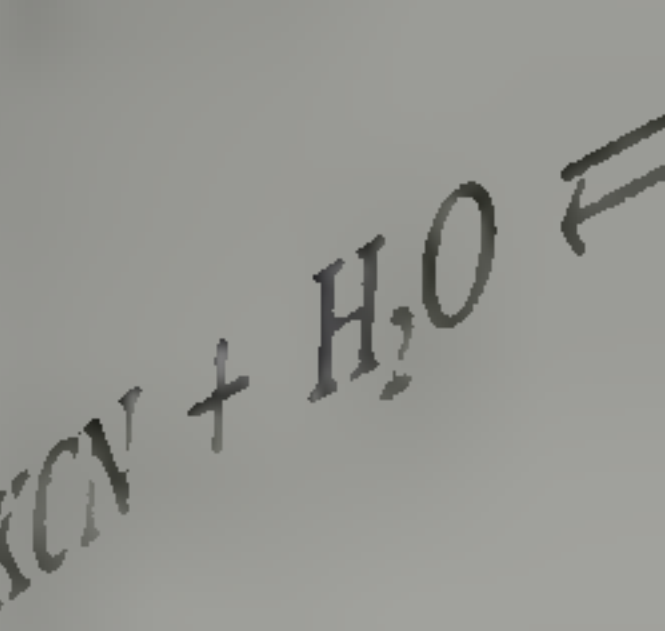
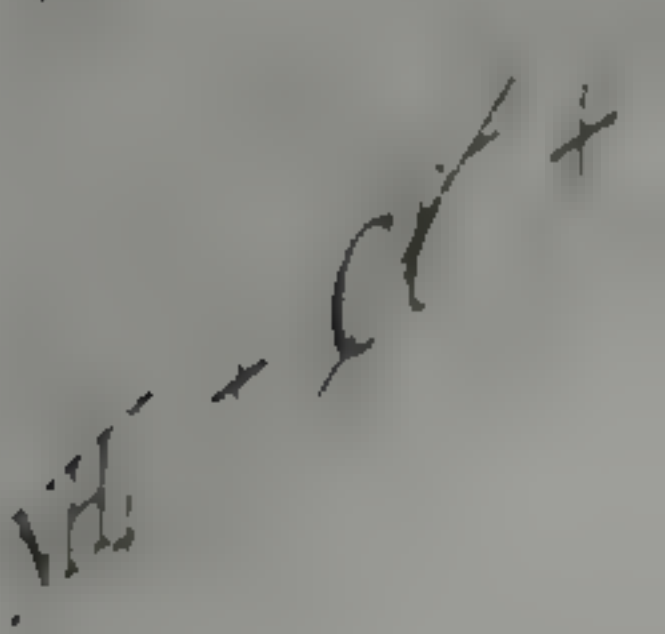
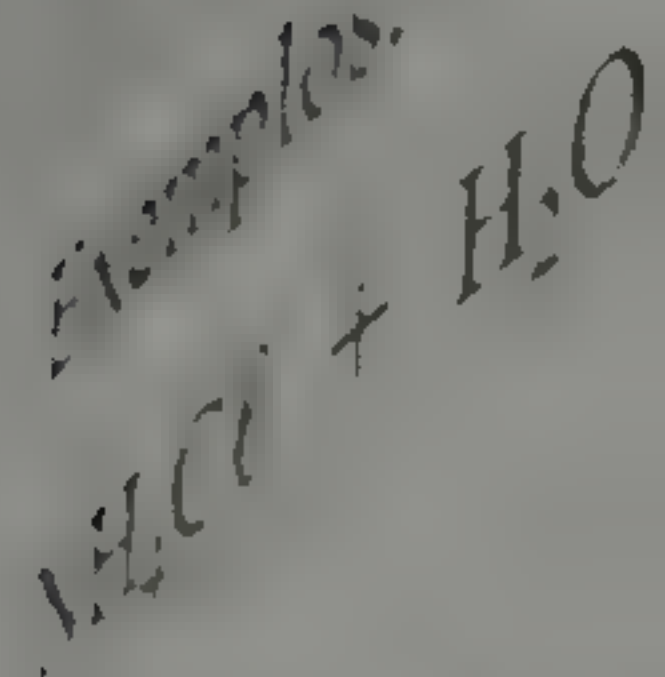
25. Considerando as soluções do exercício anterior, diga se o meio é ácido ou básico.

26. Qual o pH de uma solução 0,2 mol/L de NH_4OH , sabendo-se que nessa concentração seu grau de dissociação é igual a 0,2%?

Dado: $\log 4 = 0,6$

Hidrólise de
Em reação de um

Exemplos:



Nesse caso, a soluç
tando do K_a e do K_b :

$$\text{NH}_4\text{OH}: K_b = 1,7 \cdot$$

$$\text{HCN}: K_a = 4,0 \cdot 10$$

$$K_b > K_a$$

Portanto, a solução re

é obtida a parti

é neutra.

é a seguir apres

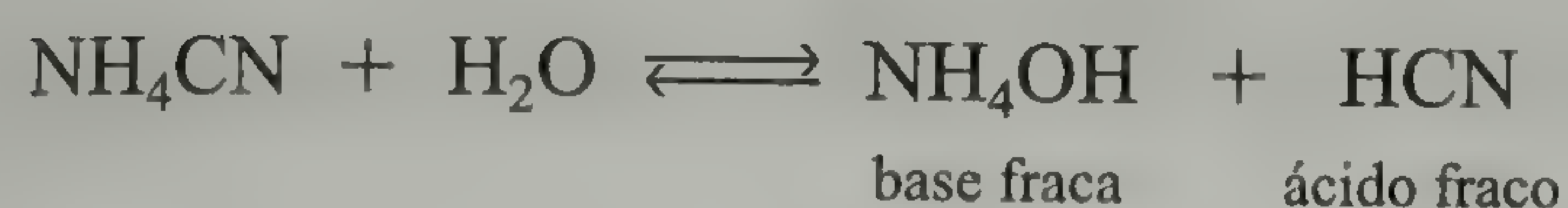
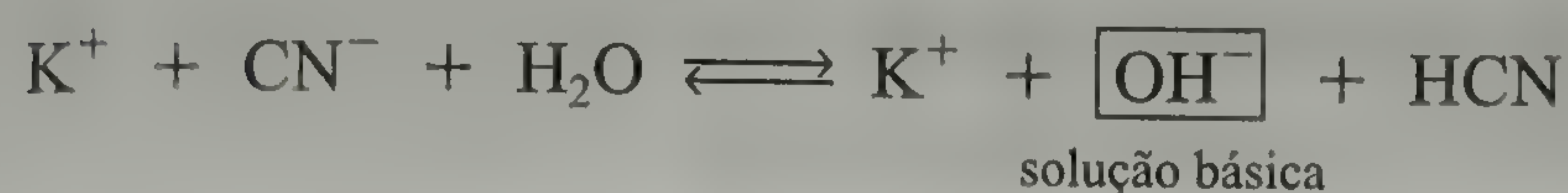
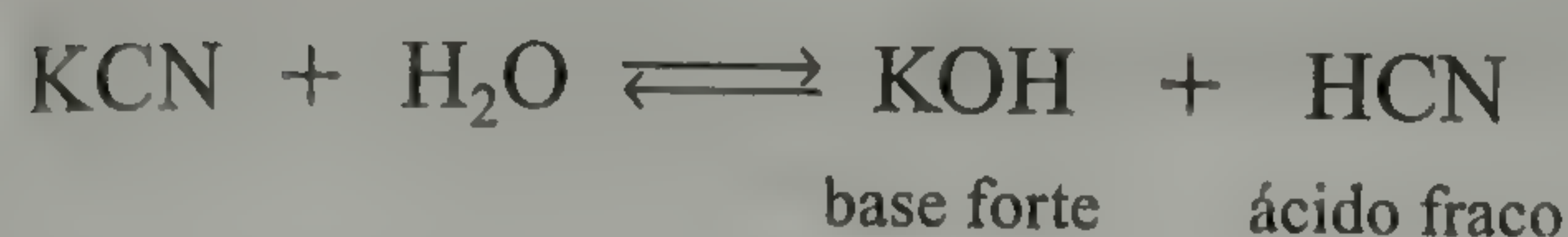
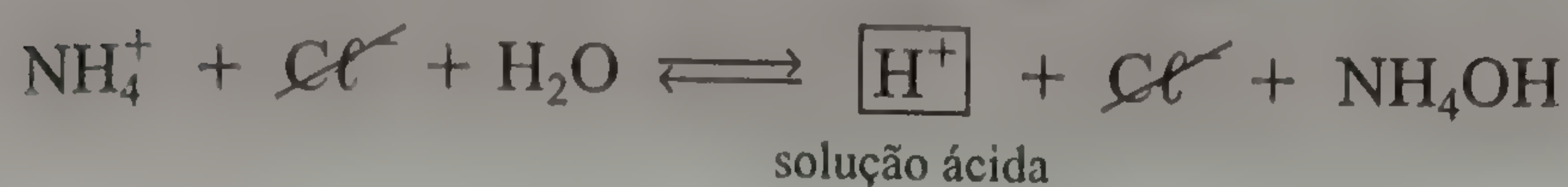
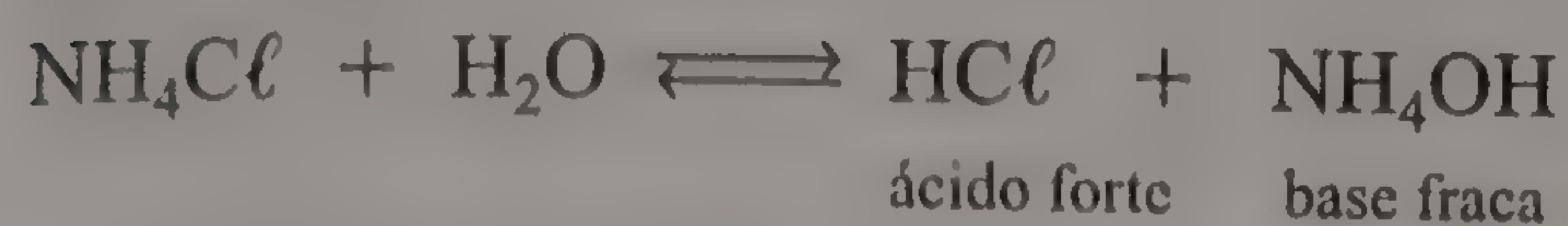
Caráter	Exemplo
Ácido forte	HCl
Ácido fraco	CH_3COOH
Base forte	NaOH
Base fraca	NH_4OH

Hidrólise de sais

É a reação de um sal com a água produzindo ácido fraco ou base fraca.



Exemplos:



Nesse caso, a solução resultante será classificada como ácida ou básica dependendo do K_a e do K_b :

$$\text{NH}_4\text{OH}: K_b = 1,7 \cdot 10^{-5} \text{ a } 25^\circ\text{C}$$

$$\text{HCN}: K_a = 4,0 \cdot 10^{-12} \text{ a } 25^\circ\text{C}$$

$$K_b > K_a$$

Portanto, a solução resultante é alcalina.

Os sais obtidos a partir de ácidos fortes com bases fortes não sofrem hidrólise; a solução resultante é neutra.

A tabela a seguir apresenta a hidrólise de diferentes tipos de sais:

HIDRÓLISE		
Tipo de sal	Ion que hidrolisa	pH do meio
Sal de ácido forte e base forte	—	pH = 7
Sal de ácido fraco	Ânion	pH > 7
Sal de base fraca	Cátion	pH < 7
Sal de ácido fraco e base fraca	Cátion e ânion	Depende dos valores de K_a e K_b

Assim, quando temos cloreto de sódio dissolvido em água, a solução apresenta caráter neutro e $\text{pH} = 7$, porque o sal é formado pela reação de neutralização entre um ácido e uma base fortes.

Quando se dissolve bicarbonato de sódio em água, a solução resultante tem caráter básico e $\text{pH} > 7$, porque o sal é derivado de um ácido fraco e de uma base forte.

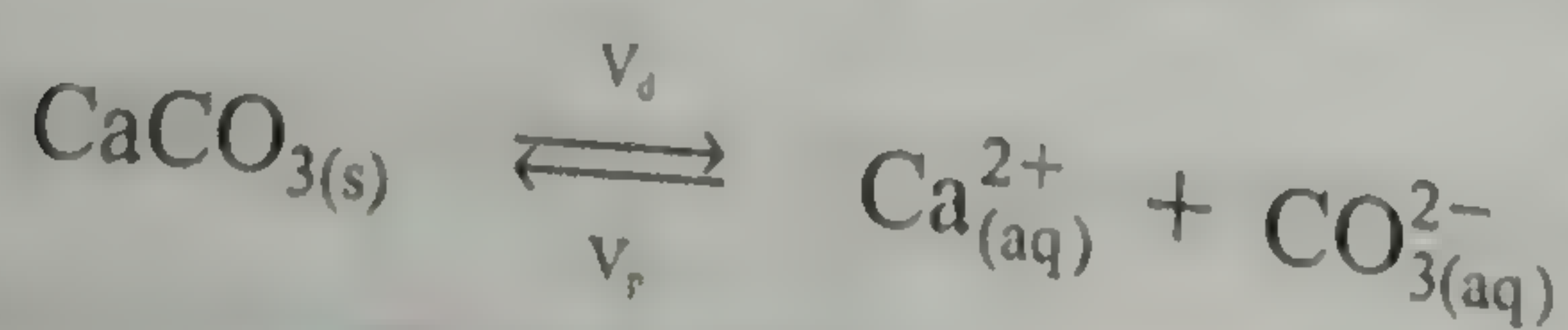
EXERCÍCIOS

27. Escreva as equações de hidrólise para os seguintes sais:
- a) NH_4Br b) NaCN c) NH_4NO_2
28. Diga se o pH é igual, maior ou menor que 7 nas seguintes soluções aquosas:
- a) $\text{Na}(\text{H}_3\text{C} - \text{COO})$ d) $\text{Mg}(\text{CN})_2$
 b) K_2SO_4 e) $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$
 c) $\text{NH}_4\text{C}_2\text{O}_4$
29. Reagindo-se 100 mL de solução aquosa de ácido clorídrico 0,2 eq/L com 100 mL de solução aquosa de hidróxido de amônio 0,2 eq/L, a solução resultante terá caráter:
- a) ácido com $\text{pH} < 7$. d) ácido com $\text{pH} > 7$.
 b) básico com $\text{pH} > 7$. e) básico com $\text{pH} < 7$.
 c) neutro com $\text{pH} = 7$.

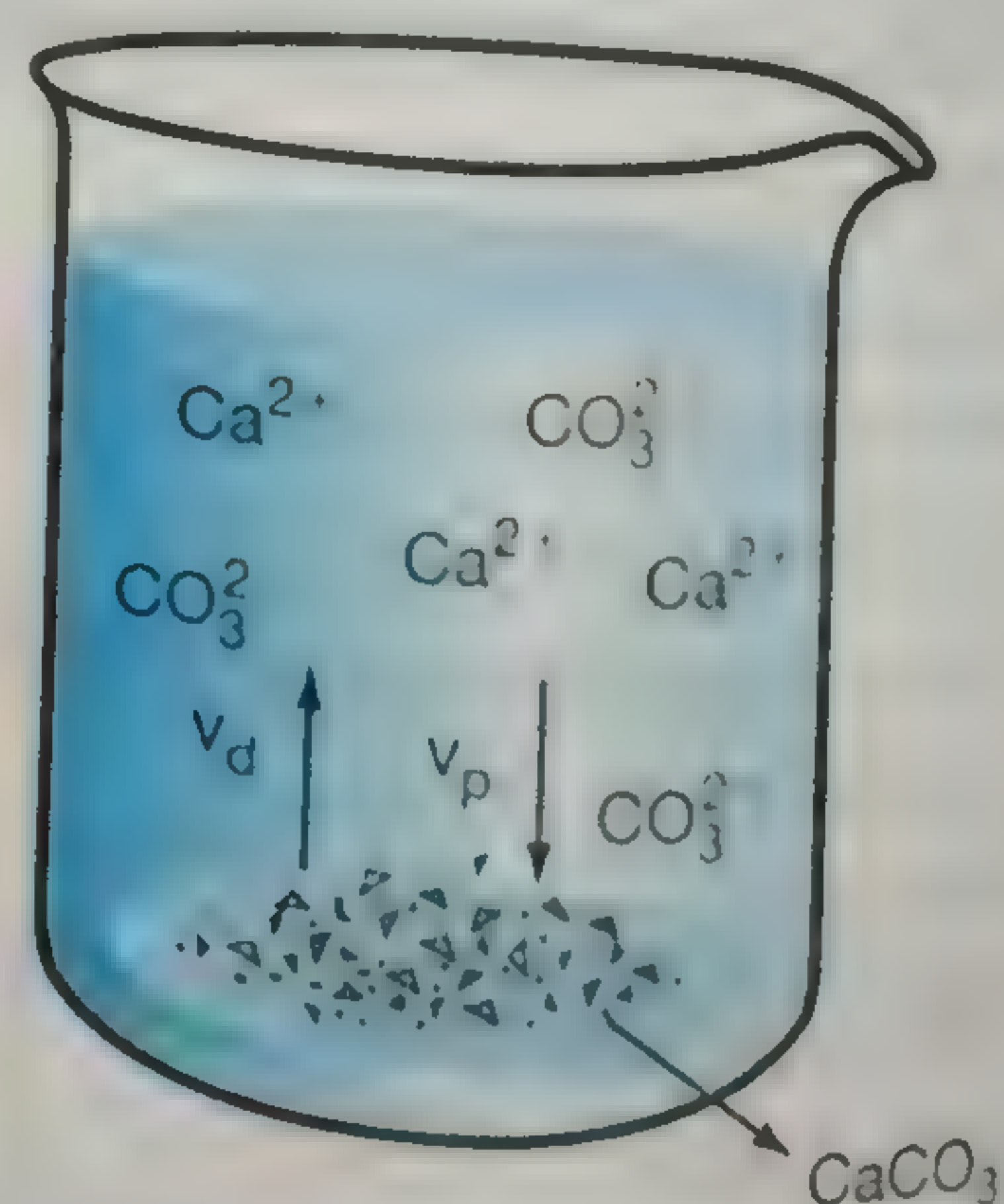
Produto de solubilidade

Há substâncias pouco solúveis na água, como, por exemplo, o carbonato de cálcio, CaCO_3 . Adicionando-se certa quantidade de CaCO_3 à água, percebe-se que ocorre a formação de um *corpo de chão* constituído de CaCO_3 que não se dissolveu. Tal fato, entretanto, não significa que a dissolução do sal terminou. Na verdade, o sal continua a se dissolver e a precipitar num equilíbrio dinâmico. A velocidade de dissolução (v_d) é igual à velocidade de precipitação (v_p).

Considerando o equilíbrio da solubilidade do CaCO_3 temos:

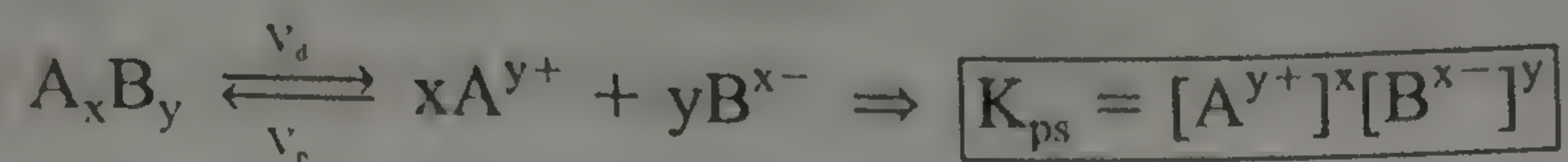


$$K_{ps} = [\text{Ca}^{2+}][\text{CO}_3^{2-}]$$



A constante de equilíbrio chama-se *produto de solubilidade*, representada por K_{ps} ou PS.

Assim, para um sal qualquer $A_x^{y+} B_y^{x-}$, temos:



Exemplos:



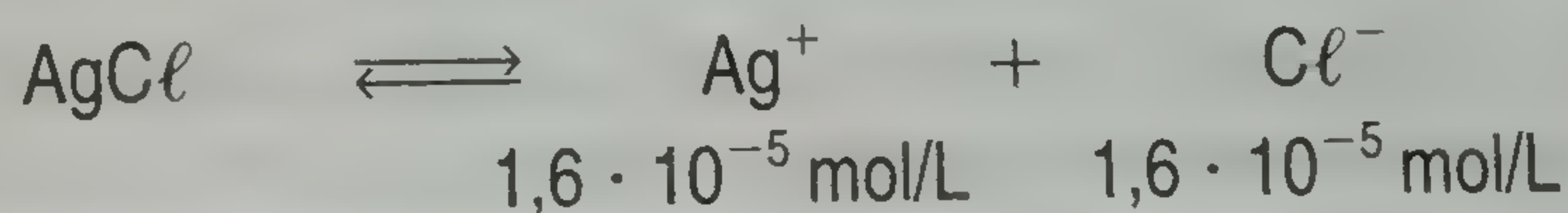
K_{ps} { Para cada substância, há um valor de K_{ps} que depende da temperatura.
Quanto maior o valor de K_{ps} , mais solúvel é o composto.

EXERCÍCIOS RESOLVIDOS

1. A solubilidade do $AgCl$ em água, a $25^\circ C$, é igual a $1,6 \cdot 10^{-5} \text{ mol/L}$. Calcular seu K_{ps} a $25^\circ C$.

Resolução

O $AgCl$ é um sal pouco solúvel em água. Entretanto, a pequena quantidade que se dissolveu ($1,6 \cdot 10^{-5} \text{ mol/L}$) encontra-se em forma de íons Ag^+ e Cl^- , podendo-se representar o fenômeno da seguinte forma:



$$K_{ps} = [Ag^+][Cl^-]$$

$$K_{ps} = [1,6 \cdot 10^{-5}][1,6 \cdot 10^{-5}]$$

$$K_{ps} = 2,56 \cdot 10^{-10}$$

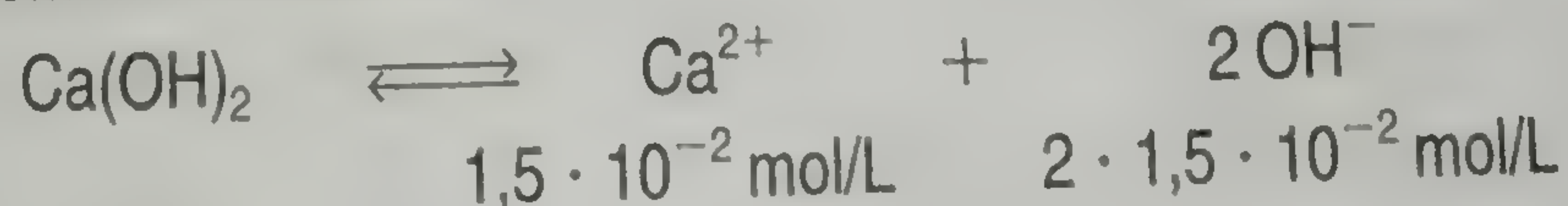
Resposta

O K_{ps} é $2,56 \cdot 10^{-10} (\text{mol/L})^2$.

2. A solubilidade do $Ca(OH)_2$ em água, a $25^\circ C$, é $1,5 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$. Calcule o seu K_{ps} nessa temperatura.

Resolução

Em solução, podemos escrever:



$$K_{ps} = [Ca^{2+}][OH^-]^2$$

$$K_{ps} = [1,5 \cdot 10^{-2}][2 \cdot 1,5 \cdot 10^{-2}]^2$$

$$K_{ps} = 1,35 \cdot 10^{-5}$$

Resposta

O K_{ps} é $1,35 \cdot 10^{-5} (\text{mol/L})^3$.

EXERCÍCIOS

30. Sabe-se que os valores do produto de solubilidade de alguns compostos a uma dada temperatura são:

COMPOSTO	Ca(OH)_2	AgCl	Ag_2S	Mn(OH)_2
K_{ps}	$4 \cdot 10^{-6}$	$2,6 \cdot 10^{-10}$	$3,2 \cdot 10^{-51}$	$3,2 \cdot 10^{-14}$

- a) Qual o composto mais solúvel?
b) Qual o menos solúvel?
31. (Fuvest-SP) A solubilidade do sulfato de prata em água é $2,0 \cdot 10^{-2}$ mol/L a uma determinada temperatura. Calcule o K_{ps} desse sal.
32. (Fuvest-SP) Dado: Valor numérico do produto iônico da água = $1,0 \cdot 10^{-14}$
Leite de magnésia é essencialmente uma suspensão de hidróxido de magnésio em água. A solubilidade do Mg(OH)_2 , à temperatura ambiente, é $1,5 \cdot 10^{-4}$ mol/L. Logo, o pH do leite de magnésia está entre:
a) 7 e 8
b) 8 e 9
c) 9 e 10
d) 10 e 11
e) 11 e 12
33. (PUCCAMP-SP) Água e ar contaminados por substâncias compostas de chumbo podem provocar alterações cerebrais gravíssimas, se ingeridos em altas concentrações ou por tempo prolongado. Suponha que se queira eliminar, por precipitação, os íons $\text{Pb}^{2+}_{(aq)}$ existentes em uma solução. Das seguintes soluções de sais de sódio, de concentração 0,01 mol/L:
I – carbonato
II – cromato
III – oxalato
IV – sulfeto
V – sulfato
qual irá reter maior quantidade de íons $\text{Pb}^{2+}_{(aq)}$, na forma do sal insolúvel?
Dados: produtos de solubilidade, a 25 °C:
 PbS $7,0 \cdot 10^{-29}$
 PbCrO_4 $1,8 \cdot 10^{-14}$
 PbCO_3 $1,5 \cdot 10^{-19}$
 PbC_2O_4 $8,3 \cdot 10^{-12}$
 PbSO_4 $1,3 \cdot 10^{-9}$
a) I
b) II
c) III
d) IV
e) V
34. (Cesgranrio) A solubilidade do AgCl a 18 °C é 0,0015 g/l. Sabendo-se que a sua massa molecular é 143,5 u, qual será o seu produto de solubilidade?
a) $1,1 \cdot 10^{-10}$
b) $1,0 \cdot 10^{-5}$
c) $1,5 \cdot 10^{-3}$
d) $3,0 \cdot 10^{-3}$
e) $6,0 \cdot 10^{-3}$

35. (Vunesp-SP) Fosfato de cálcio, $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$, é um dos principais constituintes dos cálculos renais ("pedras nos rins"). Esse composto precipita e se acumula nos rins. A concentração média de íons Ca^{2+} excretados na urina é igual a $2 \cdot 10^{-3} \text{ mol/l}$. Calcule a concentração de íons PO_4^{3-} que deve estar presente na urina, acima da qual começa a precipitar fosfato de cálcio.

Produto de solubilidade do fosfato de cálcio: $1 \cdot 10^{-25}$

36. (Unicamp-SP) A presença de íon de mercúrio II, Hg^{2+} , em águas de rios, lagos e oceanos, é bastante prejudicial aos seres vivos. Uma das maneiras de se diminuir a quantidade de Hg^{2+} dissolvido é provocar a sua reação com o íon sulfeto já que a constante do produto de solubilidade do HgS é $9 \cdot 10^{-52}$ a 25°C . Trata-se, portanto, de um sal pouquíssimo solúvel. Baseando-se somente neste dado responda:

- Que volume de água, em dm^3 , seria necessário para que se pudesse encontrar um único íon Hg^{2+} em uma solução saturada de HgS ?
- O volume de água existente na Terra é de, aproximadamente, $1,4 \cdot 10^{21} \text{ dm}^3$. Esse volume é suficiente para solubilizar um mol de HgS ? Justifique.

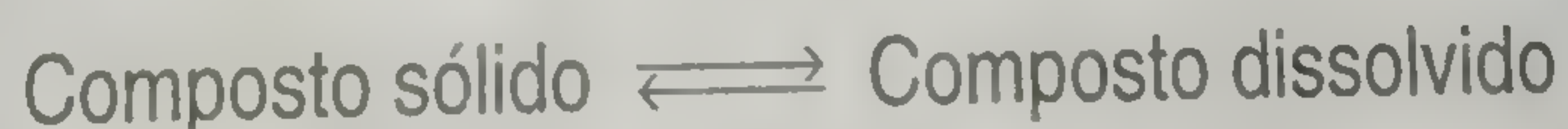
37. (Vunesp-SP) A dose letal de íons Ba^{2+} para o ser humano é de $2 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$ de íons Ba^{2+} por litro de sangue. Para se submeter a um exame de raios X, um paciente ingeriu 200 mL de uma suspensão de BaSO_4 . Supondo-se que os íons Ba^{2+} solubilizados na suspensão foram integralmente absorvidos pelo organismo e dissolvidos em 5 litros de sangue, discuta se essa dose coloca em risco a vida do paciente. Dado: Constante do produto de solubilidade do BaSO_4 é igual a $1 \cdot 10^{-10} (\text{mol/l})^2$.

38. (Vunesp-SP) Quando 100 cm^3 de solução de hidróxido de bário $0,100 \text{ M}$ são adicionados a 100 cm^3 de solução de ácido sulfúrico também $0,100 \text{ M}$, forma-se um precipitado.

- Escreva a equação da reação que ocorre e calcule a massa do precipitado.
- Calcule a massa do sal que permanece dissolvido em solução.

Dado: K_{PS} do sulfato de bário = $1 \cdot 10^{-10}$.

39. (Vunesp-SP) A formação de uma solução saturada, a partir da dissolução de um composto sólido em um líquido, envolve um equilíbrio do tipo:



O processo de dissolução pode envolver desprendimento ou absorção de calor. A dissolução de K_2SO_4 em água ocorre com absorção de calor, enquanto a dissolução de CaSO_4 ocorre com desprendimento de calor. O que acontecerá com as solubilidades de K_2SO_4 e CaSO_4 se for fornecido calor às suas respectivas soluções saturadas? Justifique a resposta.

40. (F. Objetivo-SP) O produto de solubilidade (K_{PS}) do AgOH é $1,0 \cdot 10^{-8}$ a 25°C . Qual o valor do pH da solução saturada de AgOH a 25°C ?

- 8
- 4

- 10
- 12

e) 7

Copyright 2000 by The McGraw-Hill Companies



20

**Reações
químicas com
transferência
de elétrons:
oxirredução**

Processos simples como a queima do álcool, do gás de cozinha e do carvão, bem como os mais complexos que ocorrem nos acumuladores de automóvel, estão relacionados com a oxirredução.

Grande parte dos metais sofre transformações na presença do ar atmosférico: eles oxidam-se. Assim, por exemplo, o cobre, na presença de ar úmido, fica com manchas verdes de azinhavre.

Para proteger superfícies metálicas e evitar tais oxidações utilizam-se metais de sacrifício. A corrosão do ferro, por exemplo, pode ser impedida colocando-se em contato com ele placas de magnésio que se oxidam mais facilmente.

As oxidações podem ser provocadas por outras substâncias além do oxigênio. Nos bafômetros, por exemplo, o álcool etílico do hálito de um motorista alcoolizado é oxidado por ação do dicromato de potássio. A ocorrência da reação é visualizada pela mudança na coloração do dicromato de potássio que sofre redução.

Número de oxidação

A análise dos fenômenos de oxirredução está baseada no conceito de número de oxidação (Nox), que representa a carga elétrica que o elemento apresenta na quebra de uma ligação em que os elétrons ficam com o átomo mais eletronegativo.

Na tabela abaixo, temos o número de oxidação de elementos químicos mais comuns.

ESPÉCIE QUÍMICA	Nox DE CADA ÁTOMO	EXEMPLO
Hidrogênio nas substâncias compostas	+1 -1 (quando está combinado com metais)	$\begin{matrix} +1 & +1 & +1 & +1 \\ \text{HF, PH}_3, \text{NH}_3, (\text{OH})^- \end{matrix}$ $\begin{matrix} -1 & -1 \\ \text{CaH}_2, \text{NaH} \end{matrix}$
Oxigênio nas substâncias compostas ou nos íons.	-2 -1 (nos peróxidos - O - O -)	$\begin{matrix} -2 & -2 & -2 & -2 \\ \text{H}_2\text{O, K}_2\text{O, H}_2\text{SO}_4, (\text{SO}_3)^{2-} \end{matrix}$ $\begin{matrix} -1 & -1 \\ \text{H}_2\text{O}_2, \text{Na}_2\text{O}_2 \end{matrix}$
Metais alcalinos (1A)	+1	$\begin{matrix} +1 & +1 & +1 \\ \text{NaOH, K}_2\text{O, NaCl} \end{matrix}$
Metais alcalino-terrosos (2A)	+2	$\begin{matrix} +2 & +2 & +2 \\ \text{CaH}_2, \text{MgCl}_2, \text{Ba}(\text{OH})_2 \end{matrix}$
Halogênios nos compostos binários (7A)	-1	$\begin{matrix} -1 & -1 & -1 \\ \text{KCl, MgBr}_2, \text{NaI} \end{matrix}$

278

Com base nos Nox de alguns elementos químicos mais comuns, pode-se determinar o Nox de outros elementos:

- nas substâncias simples, o número de oxidação é igual a zero;
- nas substâncias compostas, a soma algébrica dos números de oxidação de todos os elementos é igual a zero;
- nos íons, a soma algébrica dos números de oxidação dos átomos é igual à carga do íon.

Substâncias simples

Nox de cada elemento:	H_2	O_2	S_8	Cl_2	O_3
	zero	zero	zero	zero	zero
Simbologia:	$\overset{0}{\text{H}_2}$	$\overset{0}{\text{O}_2}$	$\overset{0}{\text{S}_8}$	$\overset{0}{\text{Cl}_2}$	$\overset{0}{\text{O}_3}$

Substâncias compostas
Nox de cada elemento: $\overset{+1}{\text{H}}\overset{-2}{\text{O}}$
Soma total dos Nox: $+2 - 2 = 0$

Nox de cada elemento: $\overset{x}{\text{S}}\overset{-2}{\text{O}_4}^{2-}$
Soma total dos Nox: $+x - 8 = -2$

Simbologia: $\overset{+6}{\text{S}}\overset{-2}{\text{O}_4}^{2-}$

Exercícios

Determine o número de oxidação de c...

1. H_2O
2. CO_2
3. H_2SO_4
4. HNO_3

5. Nas substâncias CaCO_3 , CaO ...

6. Determine o Nox de cada elemento nas substâncias compostas a seguir:

7. Determine em quais dos ácidos abaixo o fósforo...

8. Determine o Nox de cada elemento nas substâncias compostas a seguir:

Substâncias compostas

Nox de cada elemento:	$\overset{+1}{\text{H}}\overset{-2}{\text{O}}$	$\overset{+1}{\text{H}}\overset{-1}{\text{O}_2}$	$\overset{+1}{\text{Na}}\overset{-1}{\text{Cl}}$	$\overset{x+1}{\text{C}}\text{H}_4$	$\overset{+1}{\text{K}}\overset{x}{\text{S}}\overset{-2}{\text{O}_3}$
Soma total dos Nox:	$+2 - 2 = 0$	$+2 - 2 = 0$	$+1 - 1 = 0$	$x + 4 = 0$	$+2 + 2x - 6 = 0$
Simbologia:	$\overset{+1}{\text{H}}\overset{-2}{\text{O}}$	$\overset{+1}{\text{H}}\overset{-1}{\text{O}_2}$	$\overset{+1}{\text{Na}}\overset{-1}{\text{Cl}}$	$\overset{-4+1}{\text{C}}\text{H}_4$	$\overset{+1}{\text{K}}\overset{+2}{\text{S}}\overset{-2}{\text{O}_3}$

Íons

Nox de cada elemento:	$\overset{x}{\text{S}}\overset{-2}{\text{O}_4}^{2-}$	$\overset{x}{\text{Cr}}\overset{-2}{\text{O}_7}^{2-}$
Soma total dos Nox:	$+x - 8 = -2$	$+2x - 14 = -2$
Simbologia:	$\overset{+6}{\text{S}}\overset{-2}{\text{O}_4}^{2-}$	$\overset{+6}{\text{Cr}}\overset{-2}{\text{O}_7}^{2-}$

EXERCÍCIOS

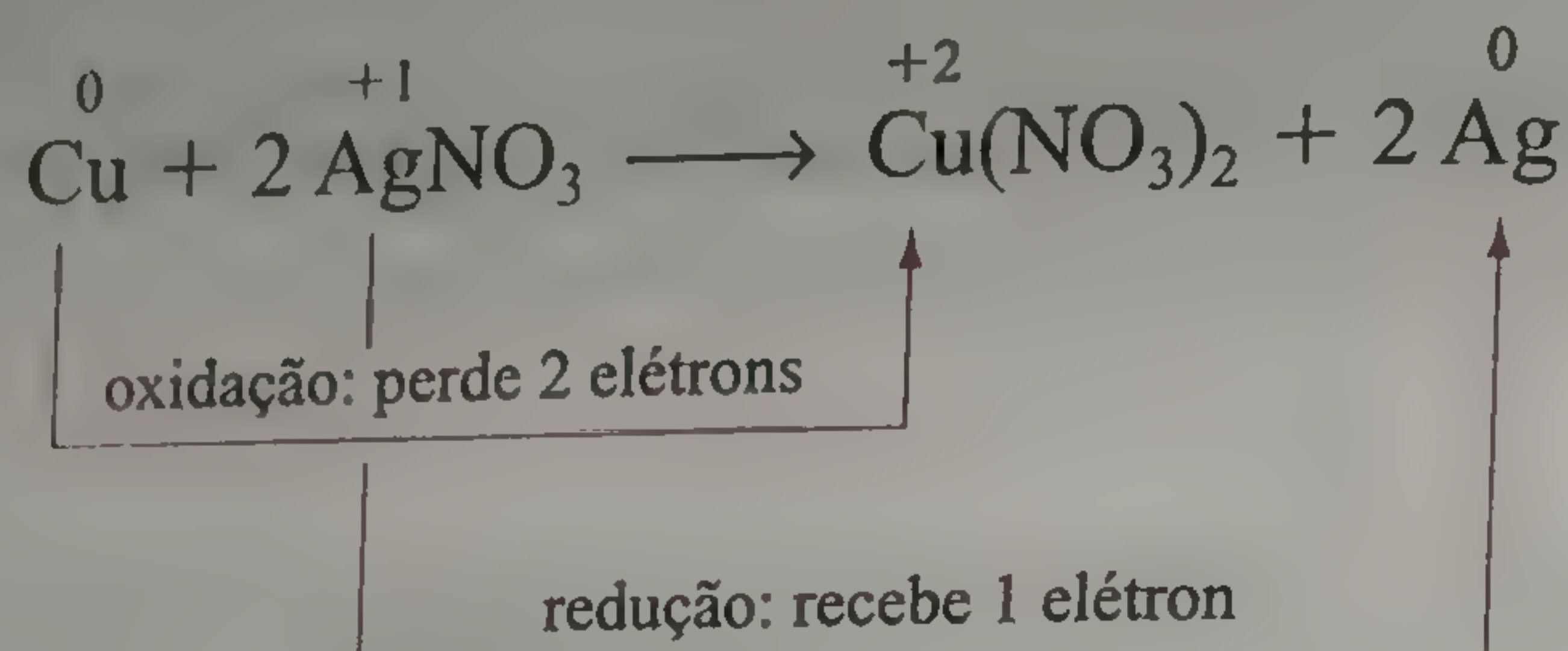
- Determine o número de oxidação de cada um dos elementos destacados nas seguintes espécies químicas:
 - Cl_2
 - HCl
 - $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$
 - Ag^+
 - NH_4^+
 - MnO_4^-
- (Unesp-SP) Nas substâncias CaCO_3 , CaC_2 , CO_2 , $\text{C}_{(\text{grafite})}$ e CH_4 , os números de oxidação do carbono são respectivamente:
 - 4 +1 +4 0 +4
 - +4 -1 +4 0 -4
 - 4 -2 0 +4 +4
 - +2 -2 +4 0 -4
 - +4 +4 +4 +4 +4
- Determine em quais dos ácidos abaixo o fósforo (P) aparece com número de oxidação +5:
 - metafosfórico.
 - fosfórico.
 - hipofosforoso.
 - pirofosfórico.
 - fosforoso.
- (UFV-MG) Indique a alternativa que fornece o número de oxidação do elemento no respectivo íon:
 - Cr no $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ é +7.
 - Mn no MnO_4^- é +6.
 - N no NO_3^- é +5.
 - O no HO^- é -1.
 - H no H_3O^+ é +3.

Reações de oxirredução

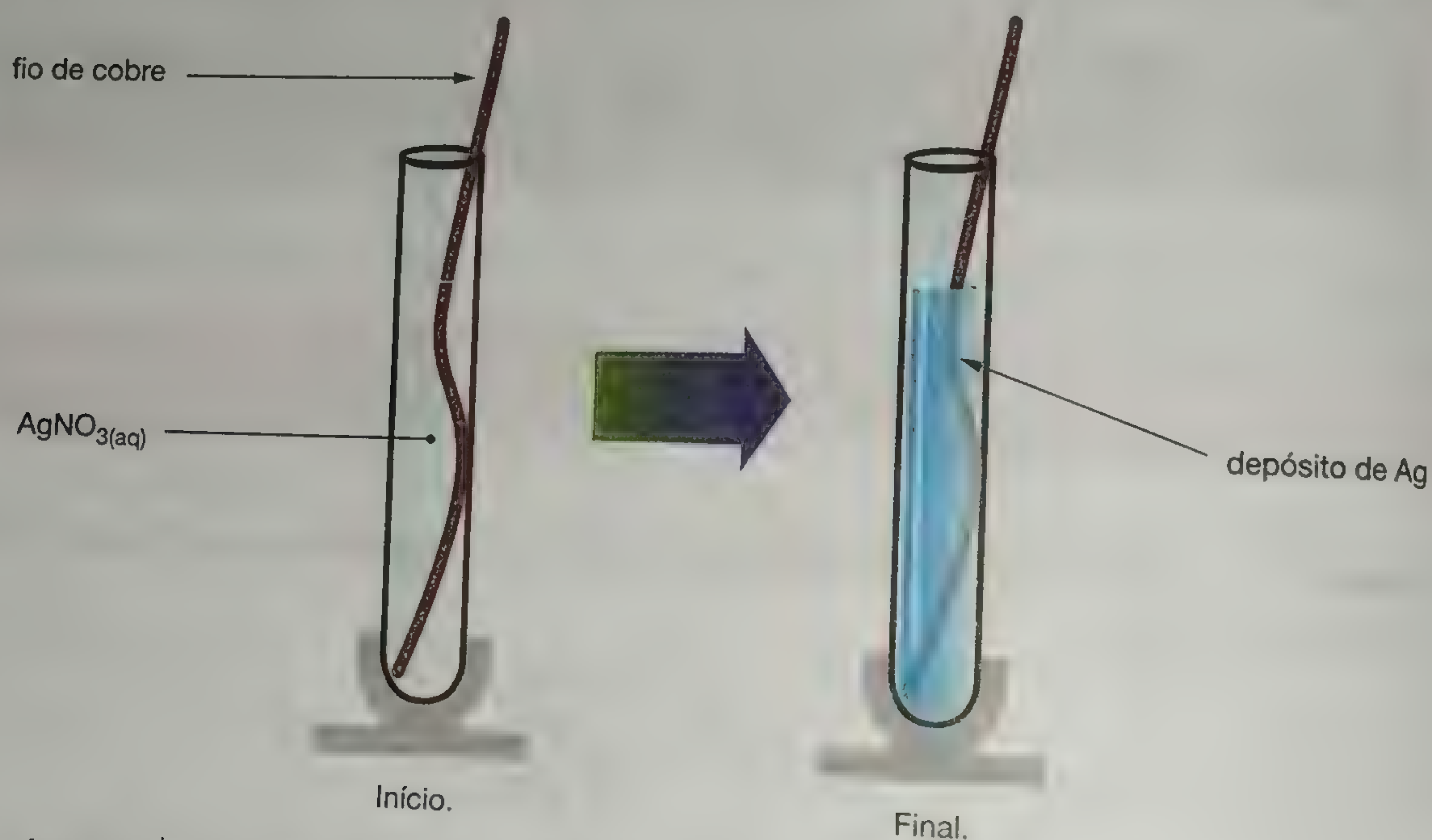
São reações em que há transferência de elétrons entre as substâncias reagentes.

Exemplo:

Mergulhando-se um fio de cobre numa solução aquosa de AgNO_3 , ocorre a reação de oxirredução:



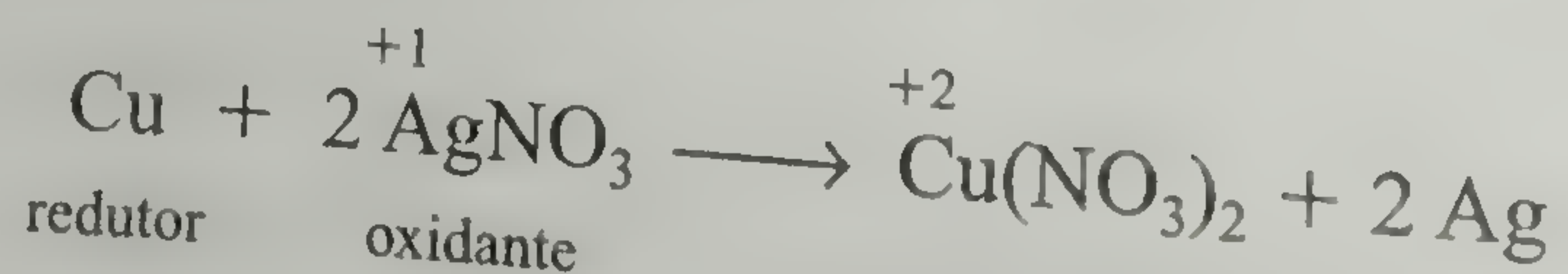
Oxidação é a perda de elétrons; ocasiona o aumento no número de oxidação.
Redução é o ganho de elétrons; provoca a diminuição no número de oxidação.



280

O íon Ag^+ retira elétron do cobre, sendo assim responsável pela sua oxidação. Devido a isso é denominado *oxidante*.

O cobre, que cede elétrons para o íon Ag^+ reduzindo-o a prata metálica (Ag^0), é denominado *redutor*.



Oxidante é o reagente capaz de retirar elétrons de outra espécie.

Redutor é o reagente capaz de dar seus elétrons para outra espécie.

SUBSTÂNCIA OXIDANTE	Provoca oxidação	Sofre redução	Ganha elétrons
SUBSTÂNCIA REDUTORA	Provoca redução	Sofre oxidação	Perde elétrons

EXERCÍCIOS

5. Verifique quais são as reações de oxirredução na série abaixo e dê os nomes do oxidante e do redutor de cada reação.
- a) $\text{Fe} + 2 \text{HCl} \longrightarrow \text{FeCl}_2 + \text{H}_2$
 - b) $\text{NaCl} + \text{AgNO}_3 \longrightarrow \text{AgCl} + \text{NaNO}_3$
 - c) $\text{Fe} + \text{CuSO}_4 \longrightarrow \text{FeSO}_4 + \text{Cu}$
6. (Mack-SP) Numa reação de oxirredução:
- a) o agente redutor sofre redução.
 - b) a substância que perde o elétron é o agente redutor.
 - c) o número de oxidação do agente oxidante aumenta.
 - d) o número de oxidação do agente redutor diminui.
 - e) a substância que perde elétron é o agente oxidante.
7. (UFRGS) Na reação de redox: $\text{NaClO}_2 + \frac{1}{2} \text{Cl}_2 \longrightarrow \text{NaCl} + \text{ClO}_2$, o cloro molecular é transformado em dióxido de cloro, que tem poder oxidante 2,5 vezes maior que o cloro. Por isso é utilizado na purificação de águas, no controle de odores e no branqueamento de madeira. Nessa reação:
- a) o cloro no Cl_2 sofre redução.
 - b) o cloro no NaClO_2 sofre oxidação.
 - c) o NaClO_2 é oxidante.
 - d) o Nox do cloro no Cl_2 é -1 .
 - e) o Nox do cloro no NaClO_2 é -1 .

281

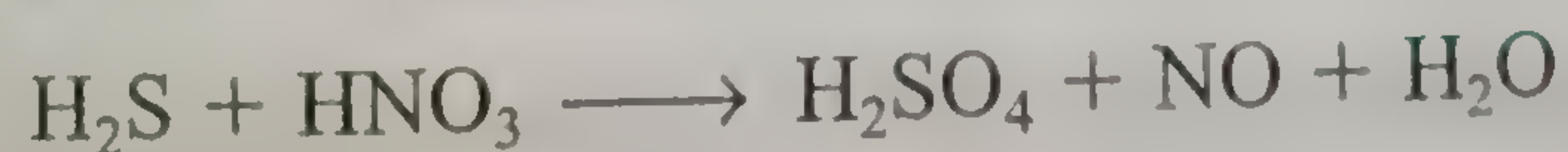
Balanceamento de equações de oxirredução

Para determinar os coeficientes de uma equação de oxirredução, consideramos a igualdade:

O número total de elétrons perdidos é igual ao número total de elétrons recebidos.

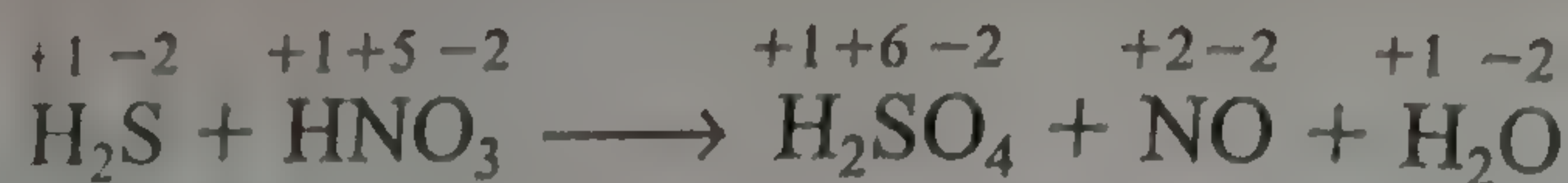
1º caso

Consideremos a seguinte reação de oxirredução:

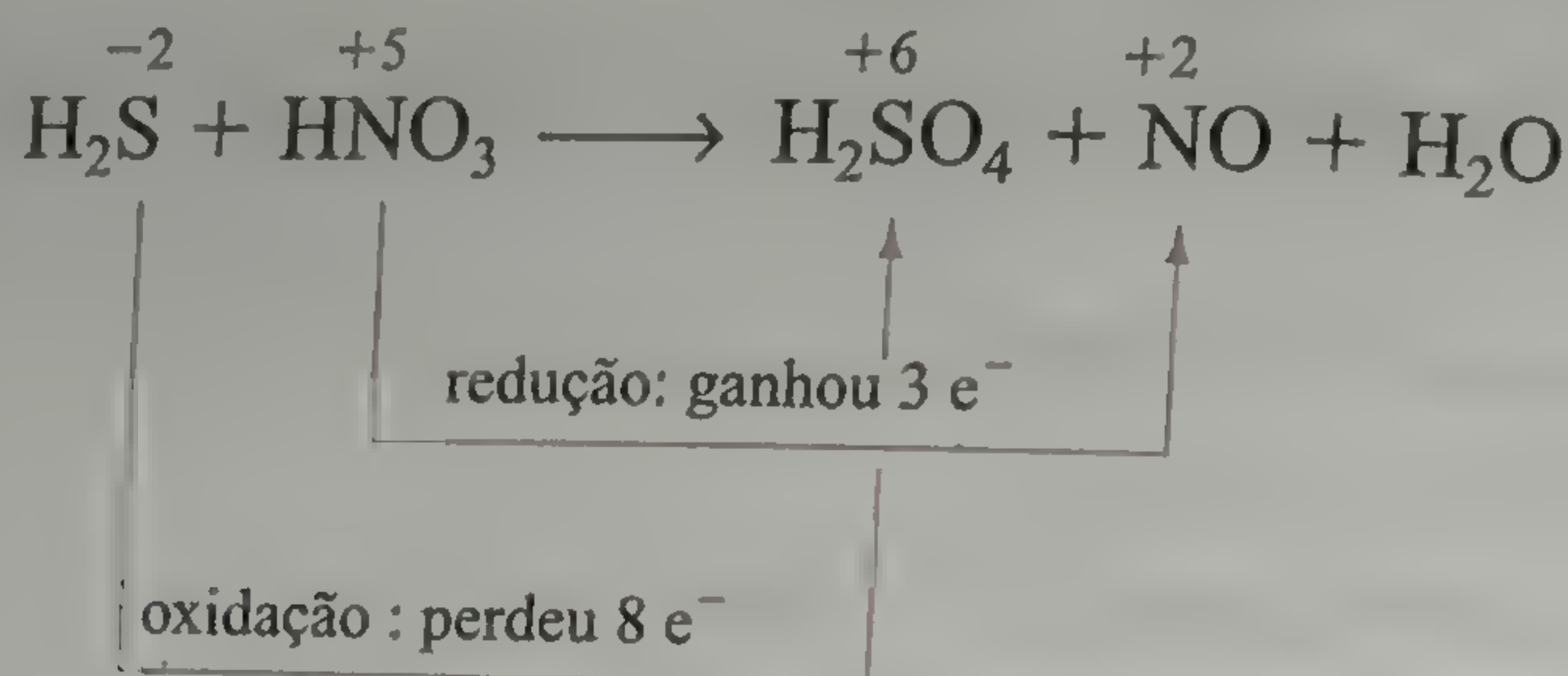


Para encontrar seus coeficientes, procede-se da seguinte forma:

- determinam-se os Nox de todos os elementos presentes nas substâncias envolvidas:



- procura-se identificar os elementos cujo Nox mudou durante a reação e calcula-se o número de elétrons perdidos e ganhos:



- consideram-se duas substâncias que contêm os elementos identificados (do mesmo lado da equação) e determina-se o número total de elétrons perdidos ou ganhos em cada molécula das substâncias:

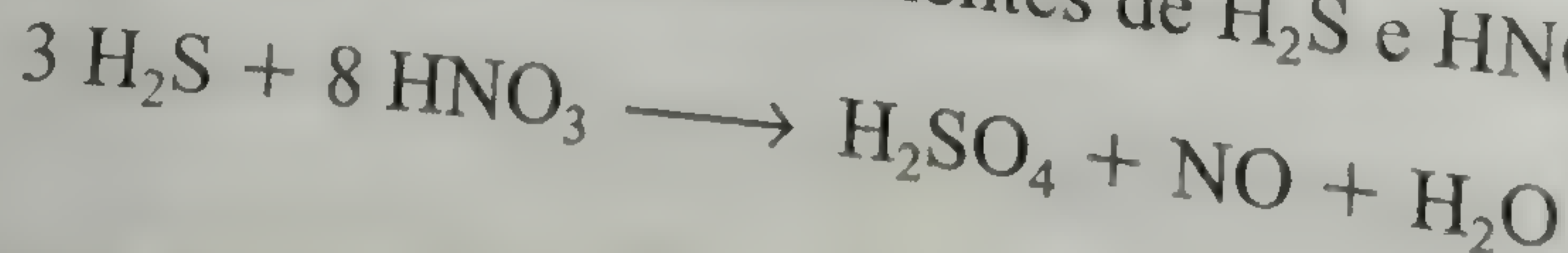
SUBSTÂNCIA	Nº DE ÁTOMOS NA MOLÉCULA	Nº DE ELÉTRONS PERDIDOS E GANHOS
H ₂ S	1 átomo de S	1 · 8 e ⁻ = 8 e ⁻
HNO ₃	1 átomo de N	1 · 3 e ⁻ = 3 e ⁻

- igualam-se o número de elétrons perdidos e ganhos, multiplicando os 8 e⁻ por (3) e os 3 e⁻ por (8):

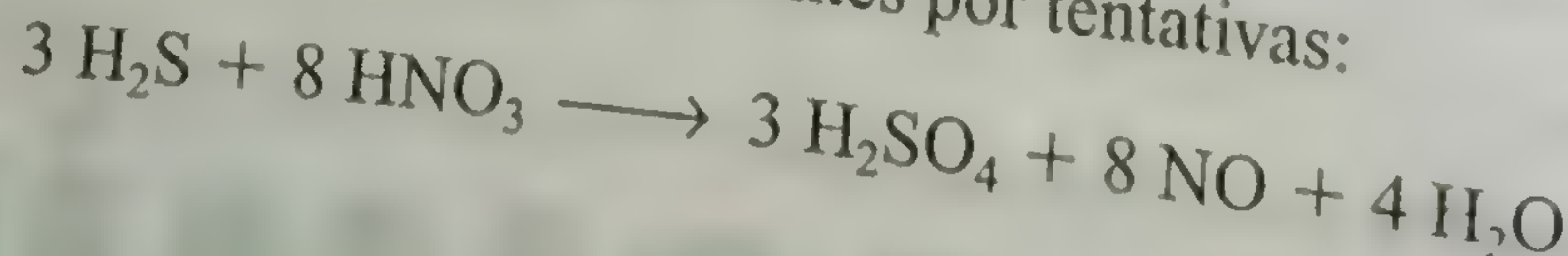
$$\text{H}_2\text{S}: 8 \text{ e}^- \text{ perdidos} \cdot (3) \xrightarrow{\text{n}^\circ \text{ total de elétrons}} 24 \text{ e}^-$$

$$\text{HNO}_3: 3 \text{ e}^- \text{ ganhos} \cdot (8) \xrightarrow{\text{n}^\circ \text{ total de elétrons}} 24 \text{ e}^-$$

Os valores (3) e (8) são os coeficientes de H₂S e HNO₃, respectivamente:

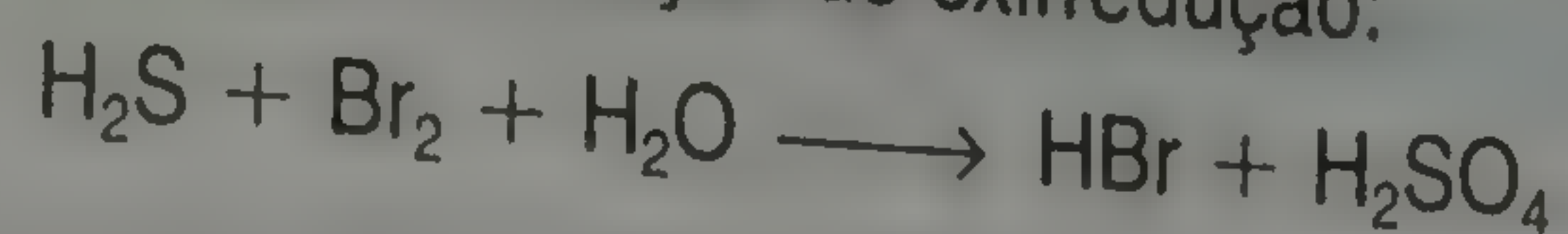


- determinam-se os demais coeficientes por tentativas:



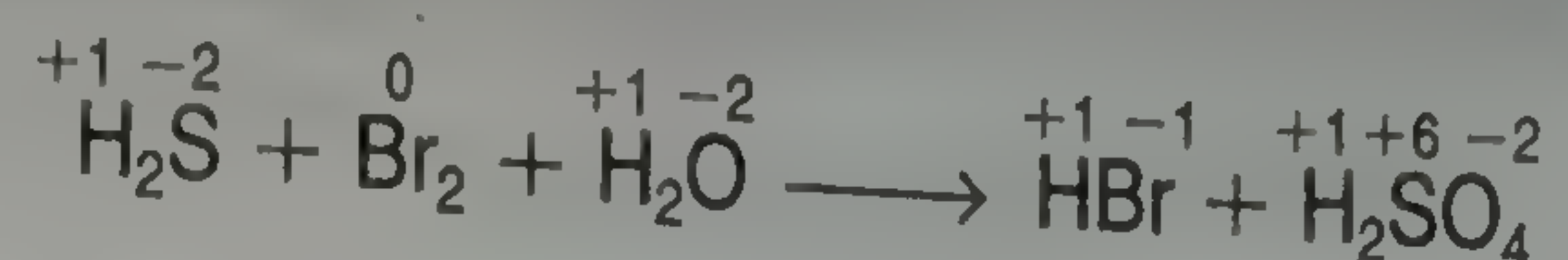
EXERCÍCIO RESOLVIDO

Determinar os coeficientes da seguinte reação de oxirredução:

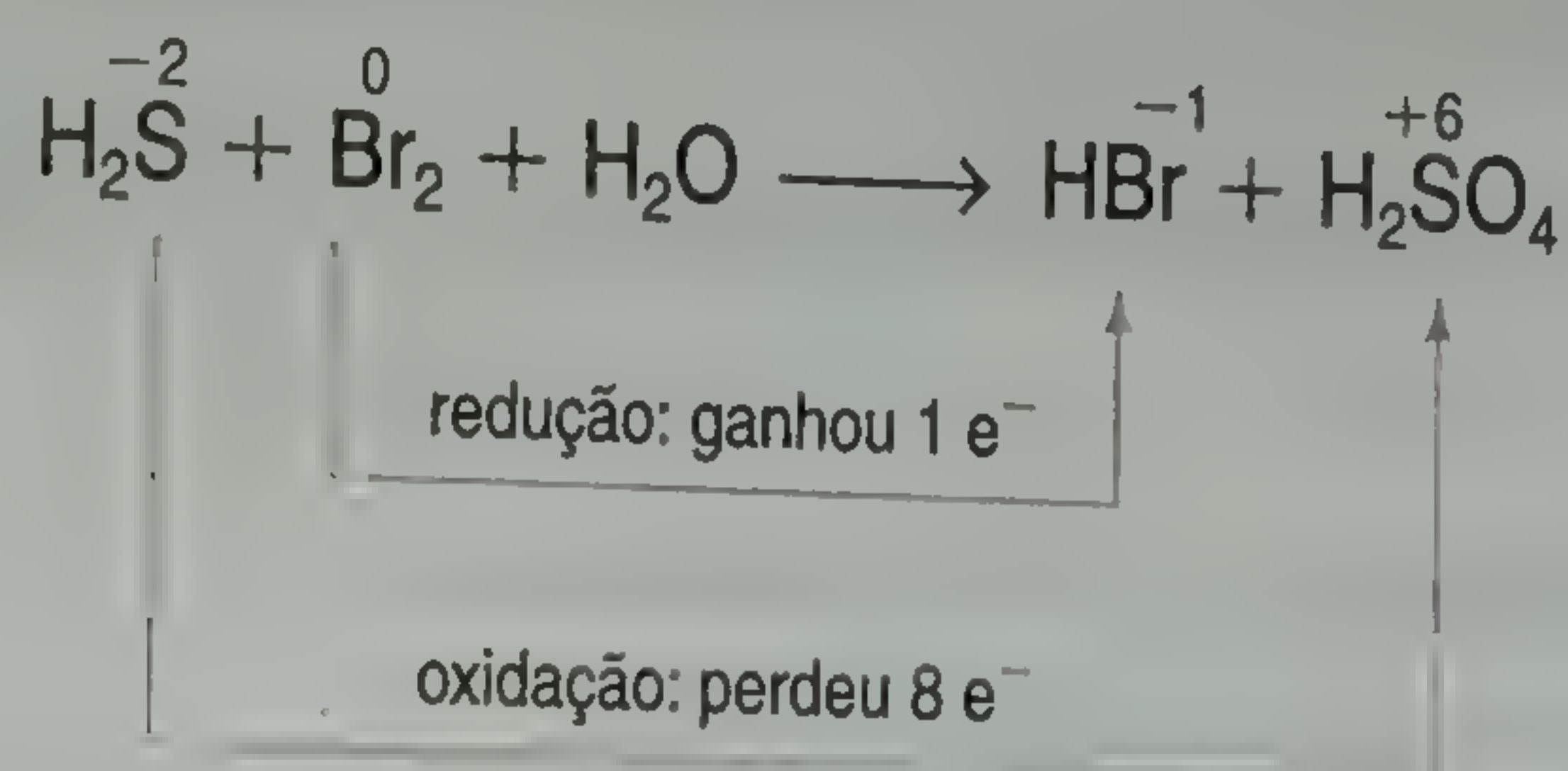


Resolução

Calculamos o Nox, por átomo, de cada elemento químico nas substâncias:



Os elementos cujo Nox mudou de valor foram o enxofre e o bromo. Calculando o número de elétrons ganhos e perdidos, temos:

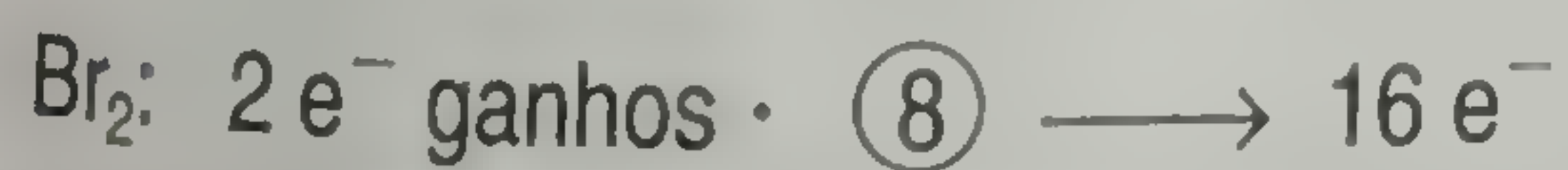
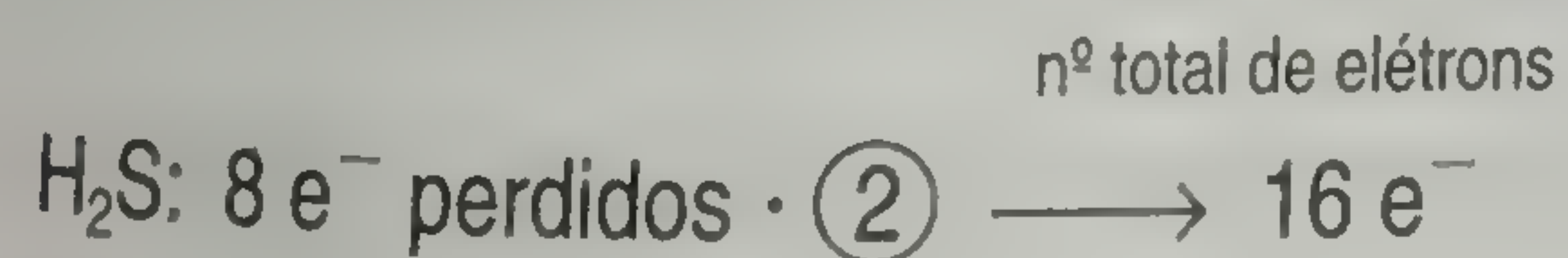


Determinamos o número de elétrons trocados em cada molécula da substância:

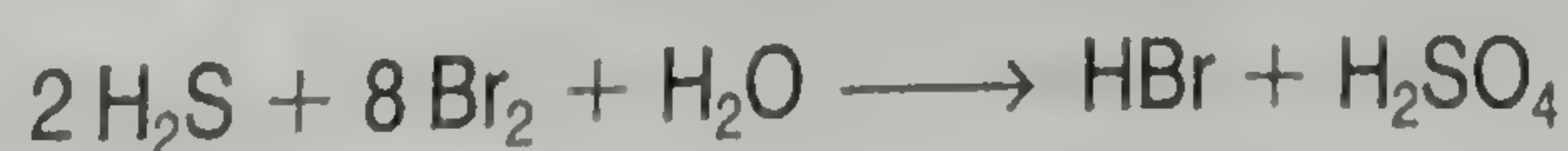
SUBSTÂNCIA	Nº DE ÁTOMOS NA MOLÉCULA	Nº DE ELÉTRONS PERDIDOS E GANHOS
H_2S	1 átomo de S	$1 \cdot 8 \text{ e}^- = 8 \text{ e}^-$
Br_2	2 átomos de Br	$2 \cdot 1 \text{ e}^- = 2 \text{ e}^-$

283

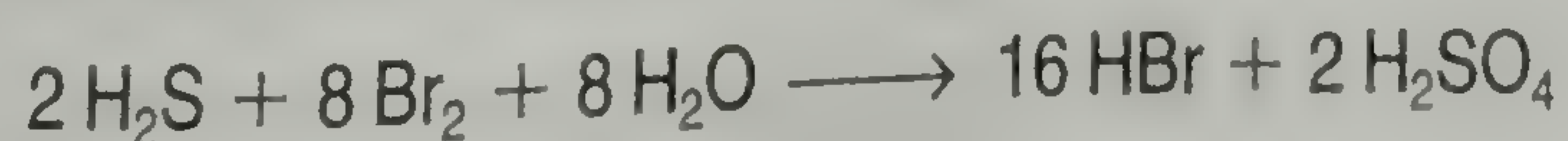
Para igualar a quantidade de elétrons, basta multiplicar os 8 e^- por (2) e os 2 e^- por (8):



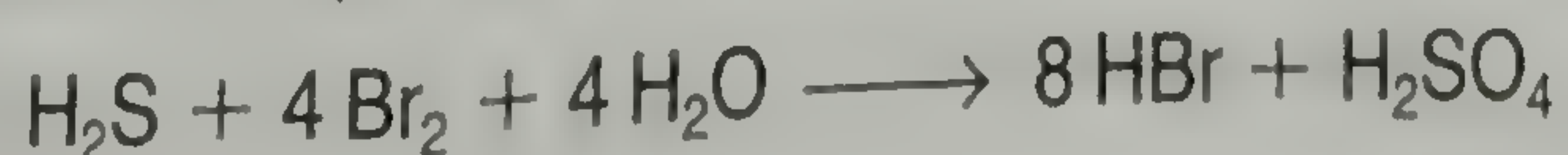
(2) e (8) são os coeficientes de H_2S e Br_2 , respectivamente:



Por tentativas, determinamos os demais coeficientes:



Dividindo os valores encontrados por 2, obteremos os coeficientes mínimos para essa equação:



Exercícios

8. Calcule o número total de elétrons perdidos ou ganhos nas reações:
- $2 \text{Al} + 3 \text{H}_2\text{SO}_4 \longrightarrow \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + 3 \text{H}_2$
 - $\text{MnO}_2 + 4 \text{HCl} \longrightarrow \text{MnCl}_2 + \text{Cl}_2 + 2 \text{H}_2\text{O}$
9. Balanceie as reações abaixo, pelo método de oxirredução, e indique o oxidante e o redutor em cada caso:
- $\text{HNO}_3 + \text{HI} \longrightarrow \text{NO} + \text{I}_2 + \text{H}_2\text{O}$
 - $\text{HNO}_3 + \text{P}_4 + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow \text{H}_3\text{PO}_4 + \text{NO}$
 - $\text{S} + \text{HNO}_3 \longrightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{NO} + \text{SO}_2$
 - $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{FeSO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \longrightarrow \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{H}_2\text{O}$
10. (Mack-SP) Assinale a alternativa correta de acordo com a equação:
- $$\text{HI} + \text{H}_2\text{SO}_4 \longrightarrow \text{H}_2\text{S} + \text{H}_2\text{O} + \text{I}_2$$
- A soma dos coeficientes da equação balanceada é 16.
 - O número de elétrons perdidos pelo iodo é 3.
 - O iodo é o agente oxidante.
 - O número de oxidação do enxofre sofre uma variação de 8 unidades.
 - Após o balanceamento, o coeficiente do ácido sulfúrico é 2.

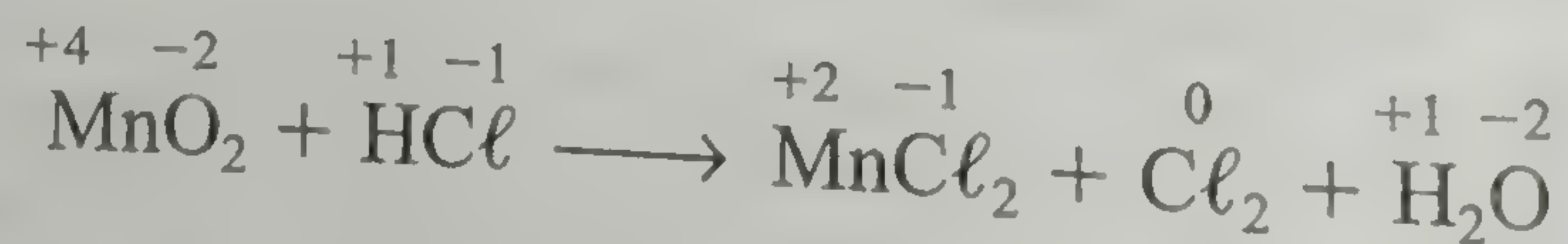
2º caso

Nas reações de oxirredução em que apenas uma parte dos átomos de um determinado elemento químico se oxida ou se reduz, é conveniente escolher como ponto de partida o par de substâncias resultantes da troca de elétrons.

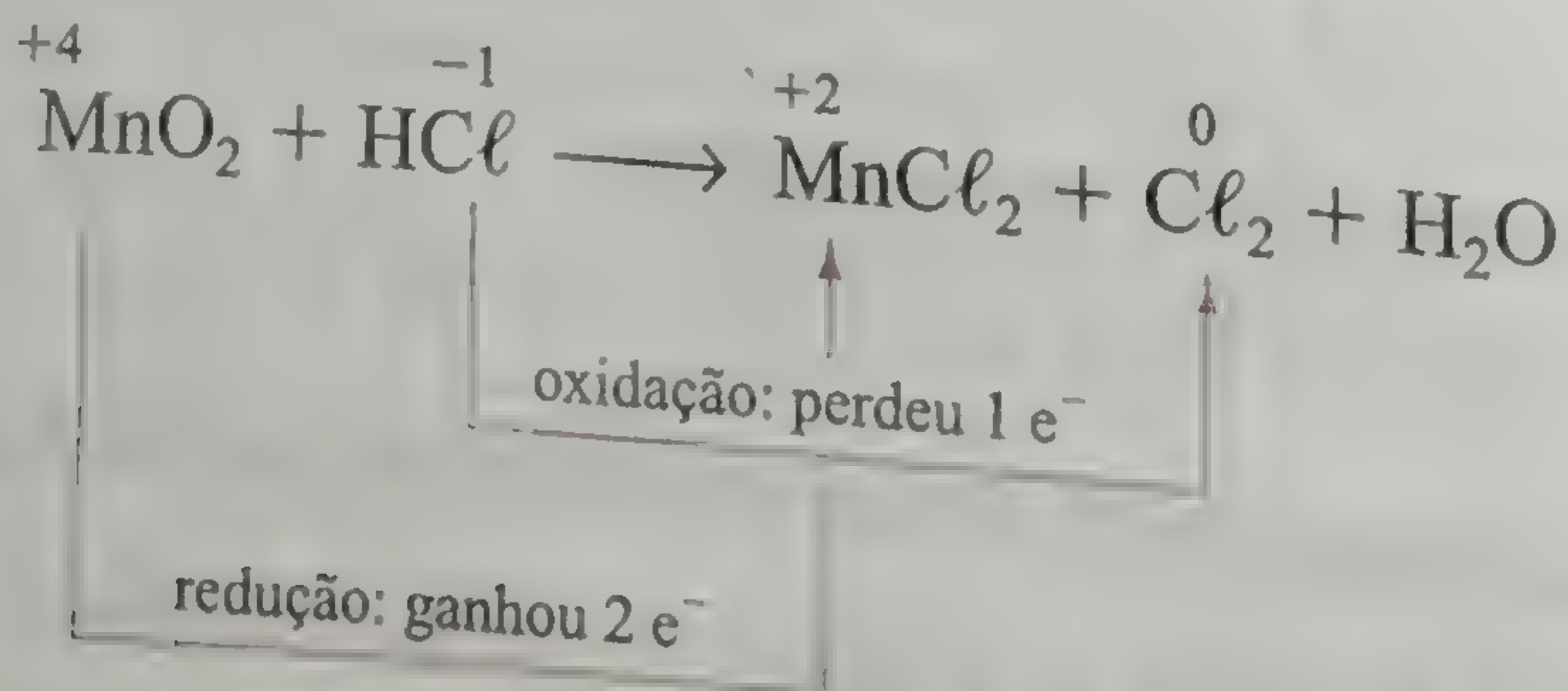
284



Calcule o Nox, por átomo, de cada elemento químico nas substâncias:



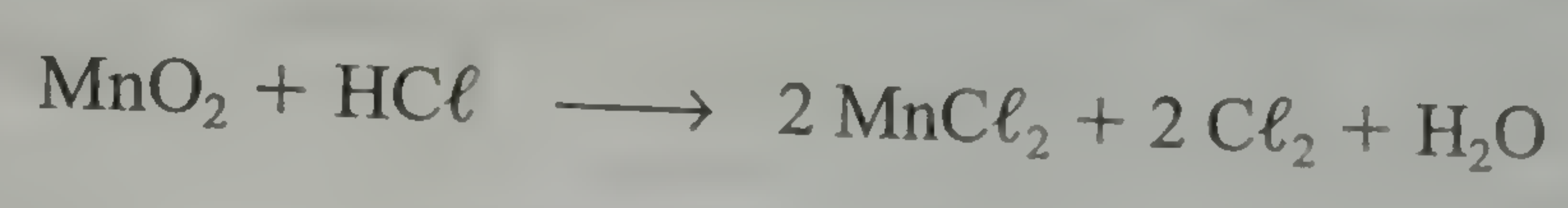
Os elementos cujo Nox mudou de valor foram o manganês e o cloro. Calculando o número de elétrons ganhos e perdidos, temos:



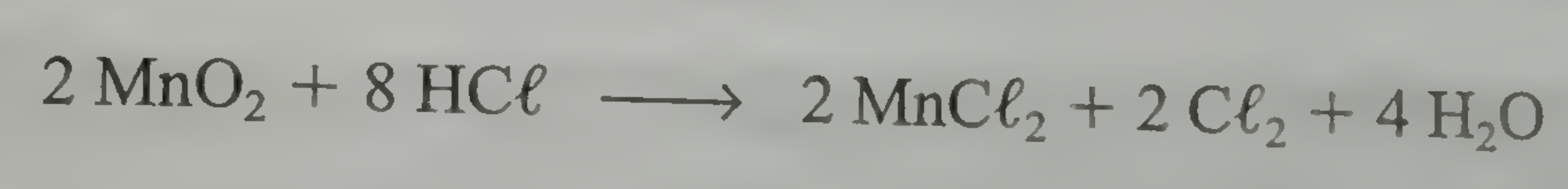
Observe que, nessa reação, o cloro do segundo membro aparece em duas substâncias: o $MnCl_2$, em que o cloro conservou seu Nox (-1), e o Cl_2 , cujo Nox é zero. Para encontrar os coeficientes, escolhe-se o par de substâncias obtidas da troca de elétrons, isto é, o $MnCl_2$ e o Cl_2 e determina-se o número total de elétrons em uma molécula das substâncias:

SUBSTÂNCIA	Nº DE ÁTOMOS NA MOLÉCULA	Nº TOTAL DE ELÉTRONS
$MnCl_2$	1 átomo de Mn	$1 \cdot 2 e^- = 2 e^-$
Cl_2	2 átomos de Cl	$2 \cdot 1 e^- = 2 e^-$

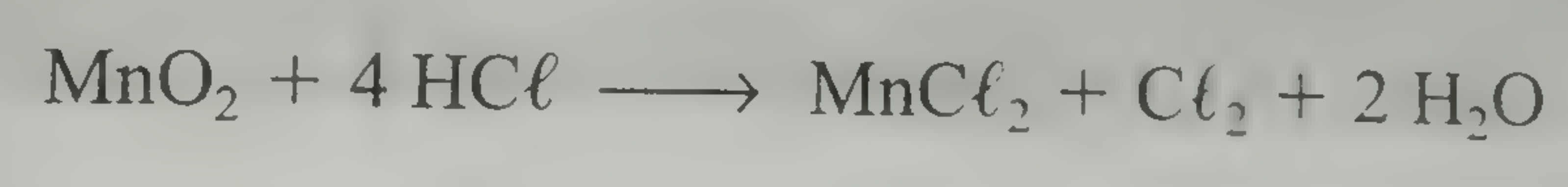
Os coeficientes do $MnCl_2$ e do Cl_2 são ② e ②, porque o número de elétrons perdidos e o número de elétrons recebidos é 2.



Portanto, o balanceamento resulta:



Para os coeficientes mínimos temos:



EXERCÍCIOS

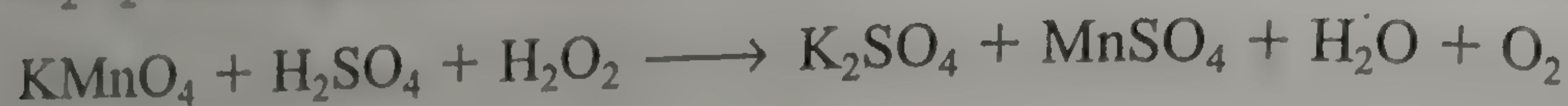
- Balanceie as reações abaixo pelo método de oxirredução e indique em cada caso o oxidante e o redutor:
 - $Cu + HNO_3 \longrightarrow Cu(NO_3)_2 + NO_2 + H_2O$
 - $K_2Cr_2O_7 + HBr \longrightarrow KBr + CrBr_3 + Br_2 + H_2O$
 - $Ag + H_2SO_{4(conc.)} \longrightarrow Ag_2SO_4 + SO_2 + H_2O$
- (Mack-SP) A soma dos coeficientes da equação:

$$MnO_2 + HCl \longrightarrow MnCl_2 + H_2O + Cl_2$$
 balanceada é:
 - 10
 - 5
 - 3
 - 8
 - 9

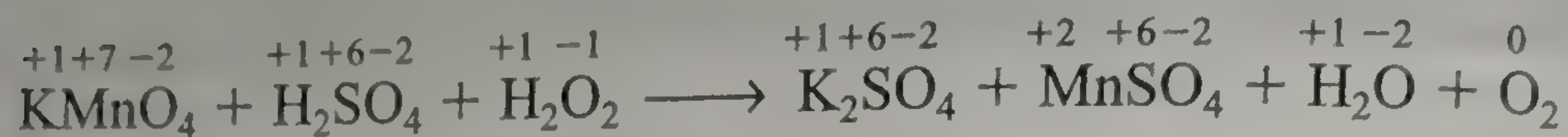
3º caso

A água oxigenada, nas reações de oxirredução, pode atuar como agente redutor ou como agente oxidante. Por exemplo:

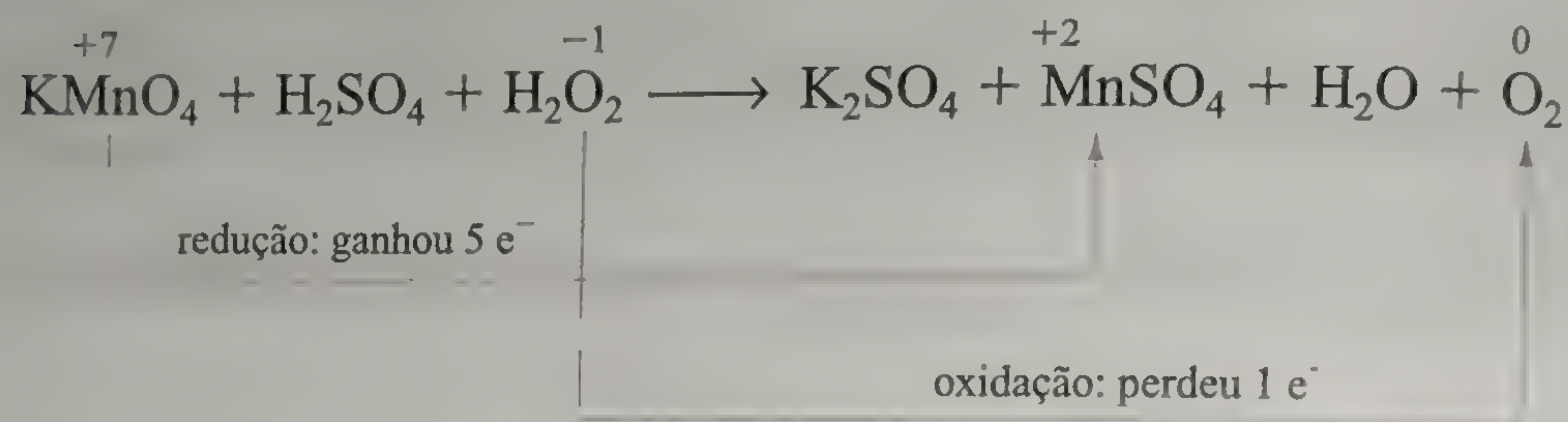
- H_2O_2 como agente redutor



Calculamos o Nox de cada elemento químico:



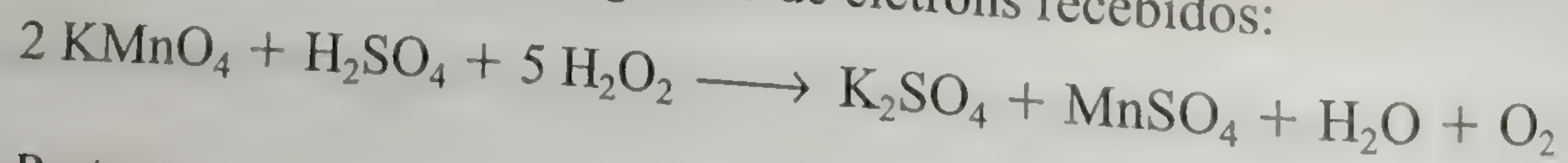
Os elementos cujo Nox mudou de valor foram o manganês e o oxigênio.



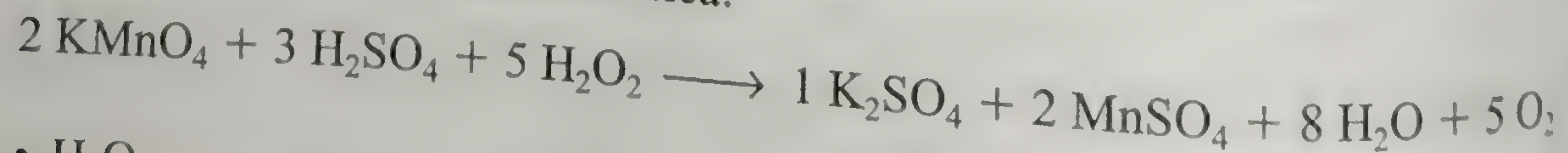
Determinamos o número total de elétrons trocados por molécula das substâncias:

SUBSTÂNCIA	Nº DE ÁTOMOS NA MOLÉCULA	Nº TOTAL DE ELÉTRONS
KMnO_4	1 átomo de Mn	$1 \cdot 5\text{e}^- = 5\text{e}^-$
H_2O_2	2 átomos de O	$2 \cdot 1\text{e}^- = 2\text{e}^-$

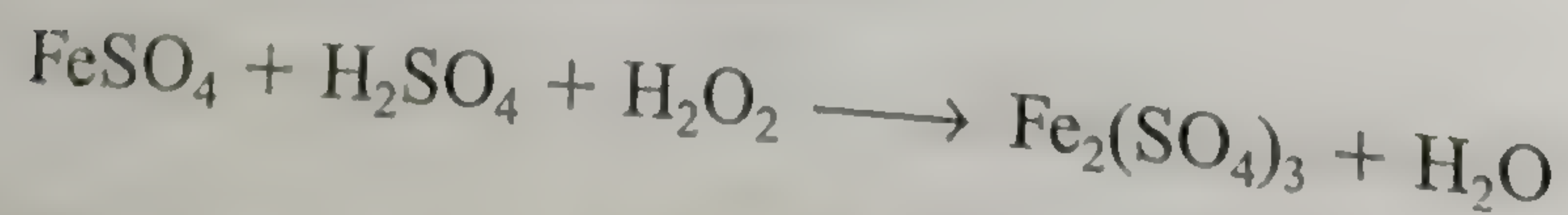
Os coeficientes do KMnO_4 e do H_2O_2 devem ser respectivamente ② e ⑤ para que seu número de elétrons seja igual ao de elétrons recebidos:



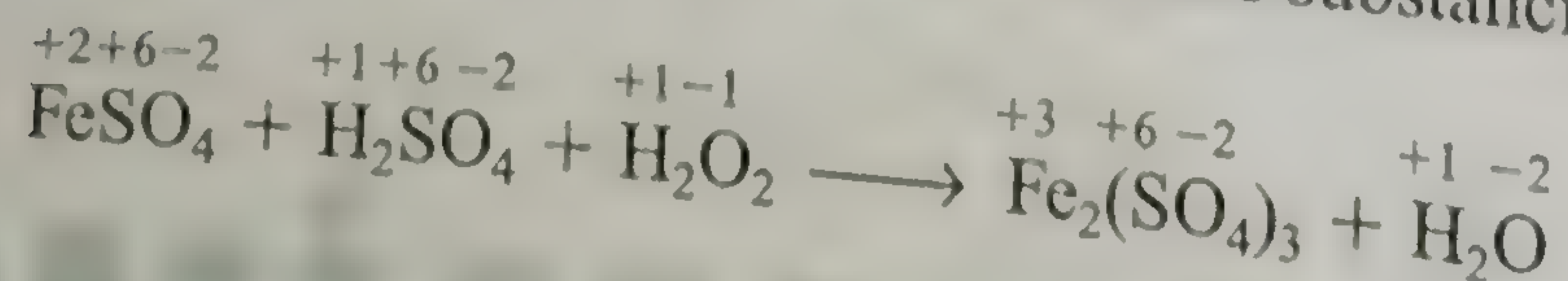
Portanto, a equação balanceada fica:



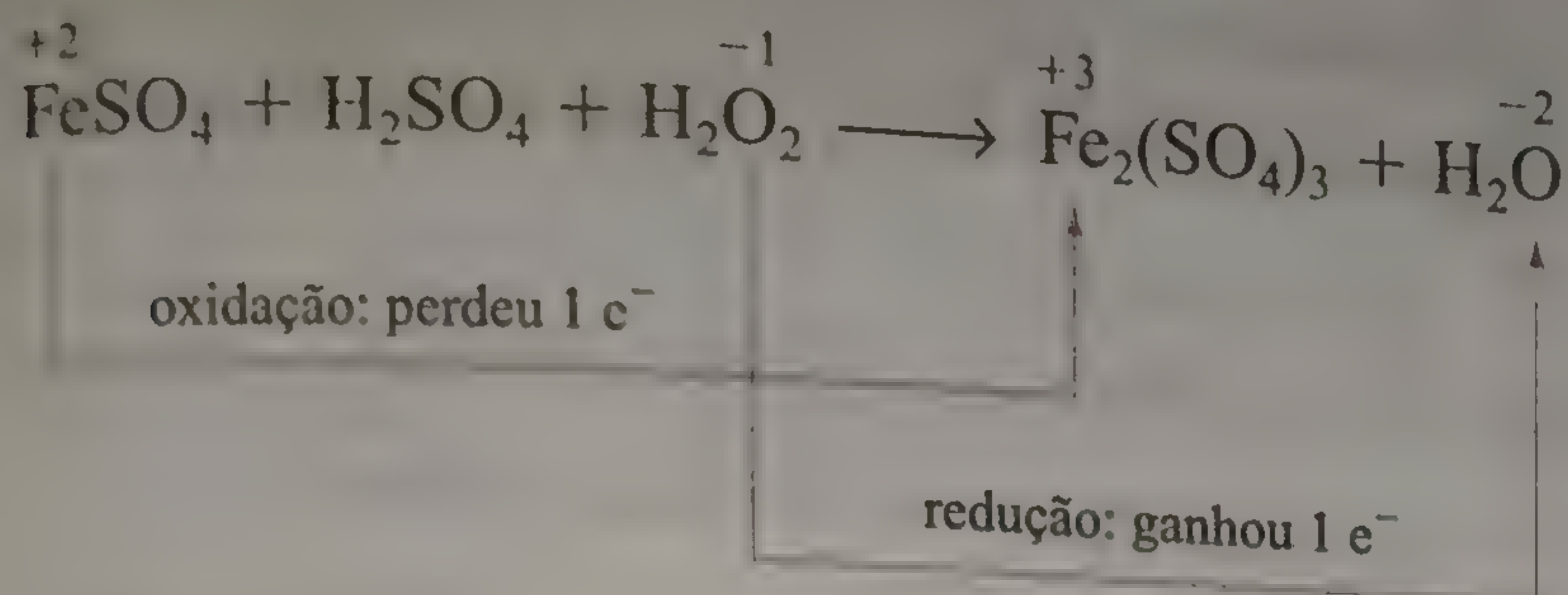
- H_2O_2 como agente oxidante



Calculamos o Nox de cada elemento nas substâncias:



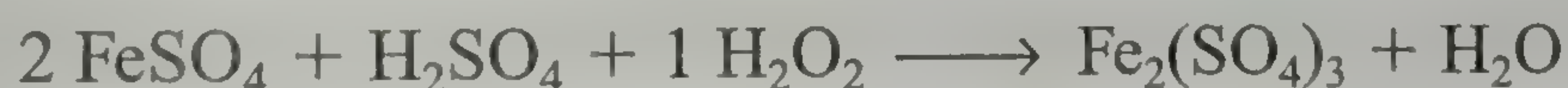
Os elementos cujo Nox mudou de valor foram o ferro e o oxigênio. Calculando o número de elétrons ganhos e perdidos, temos:



Determinamos o número total de elétrons trocados em uma molécula das substâncias:

SUBSTÂNCIA	Nº DE ÁTOMOS NA MOLÉCULA	Nº TOTAL DE ELÉTRONS
FeSO_4	1 átomo de Fe	$1 \cdot 1 e^- = 1 e^-$
H_2O_2	2 átomos de O	$2 \cdot 1 e^- = 2 e^-$

Os coeficientes do FeSO_4 e do H_2O_2 devem ser respectivamente ② e ① para que o número de elétrons perdidos seja igual ao de elétrons recebidos.



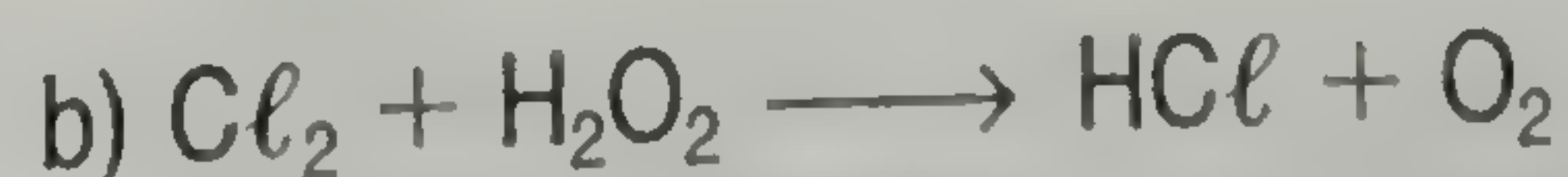
Portanto, a equação balanceada fica:



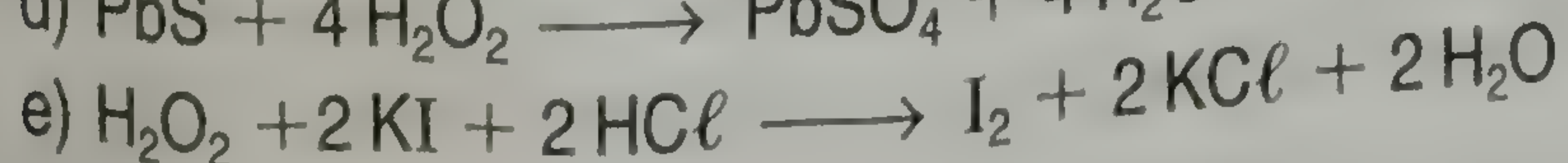
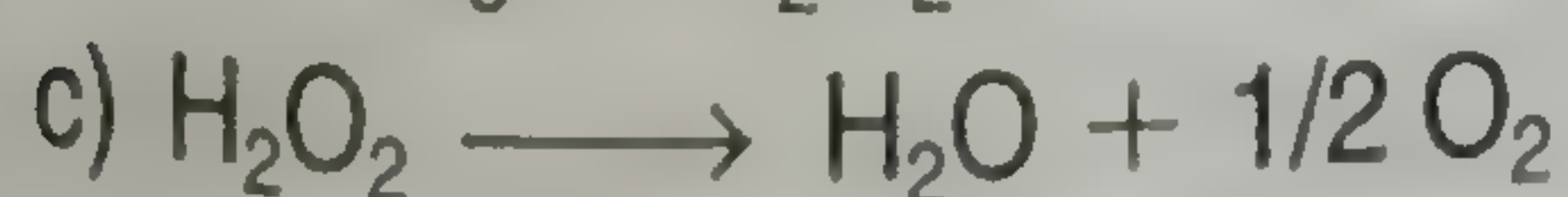
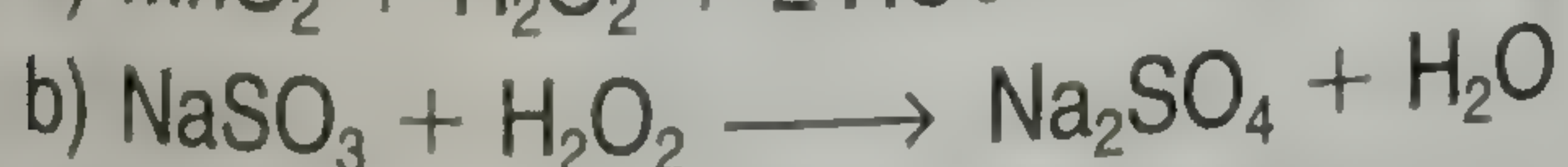
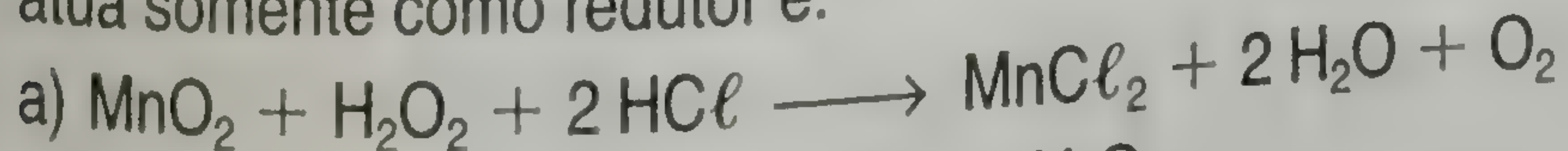
287

EXERCÍCIOS

13. Balanceie as reações abaixo pelo método de oxirredução e indique o oxidante e o redutor em cada reação:



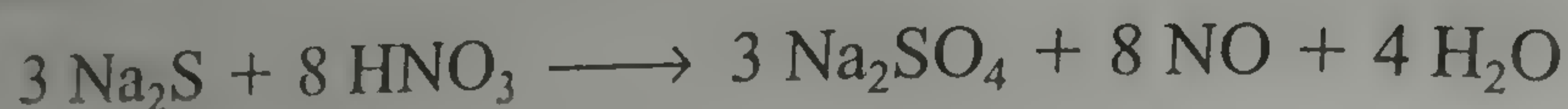
14. (PUC-RS) Das equações apresentadas a seguir, aquela em que o peróxido de hidrogênio atua somente como redutor é:



Reações de oxirredução na forma iônica

Nas reações de oxirredução em meio aquoso, os íons estão dissociados e alguns deles não participam da reação.

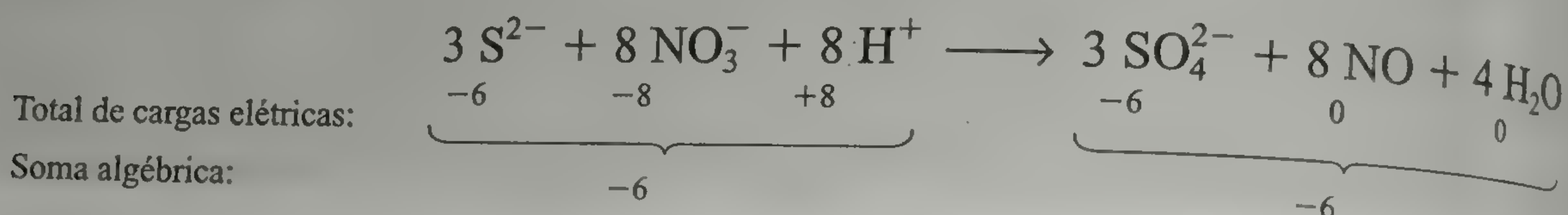
Exemplo:



Representando apenas os íons que participam da reação, temos:



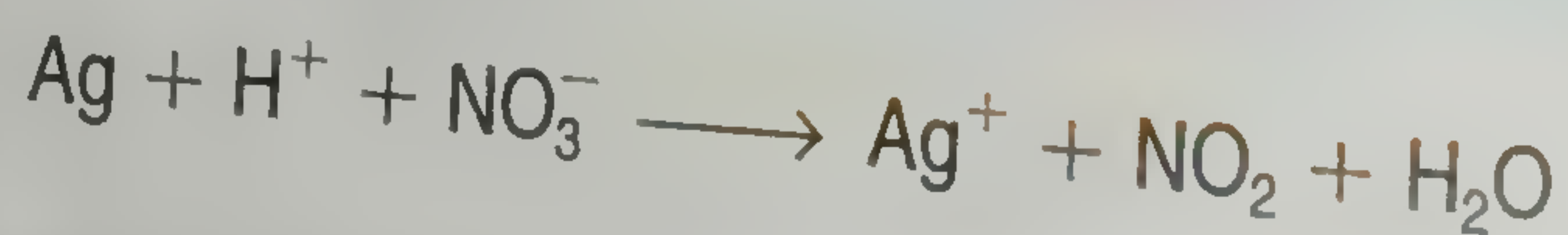
Para que a equação esteja devidamente balanceada, é necessário que haja igualdade no número total de cargas no primeiro e no segundo membro:



Portanto, ocorre a igualdade de cargas elétricas no primeiro e no segundo membro (-6).

EXERCÍCIO RESOLVIDO

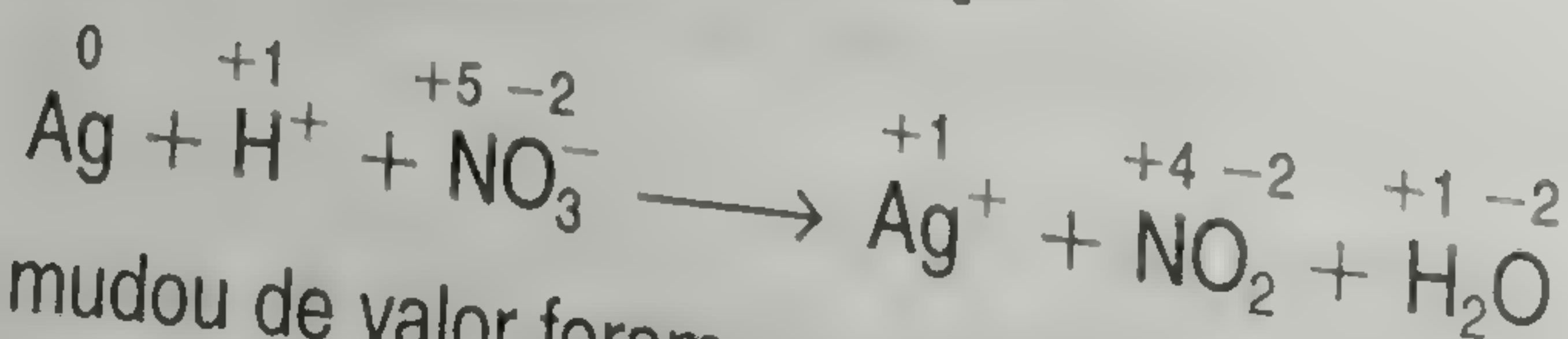
Considerando a reação na forma iônica:



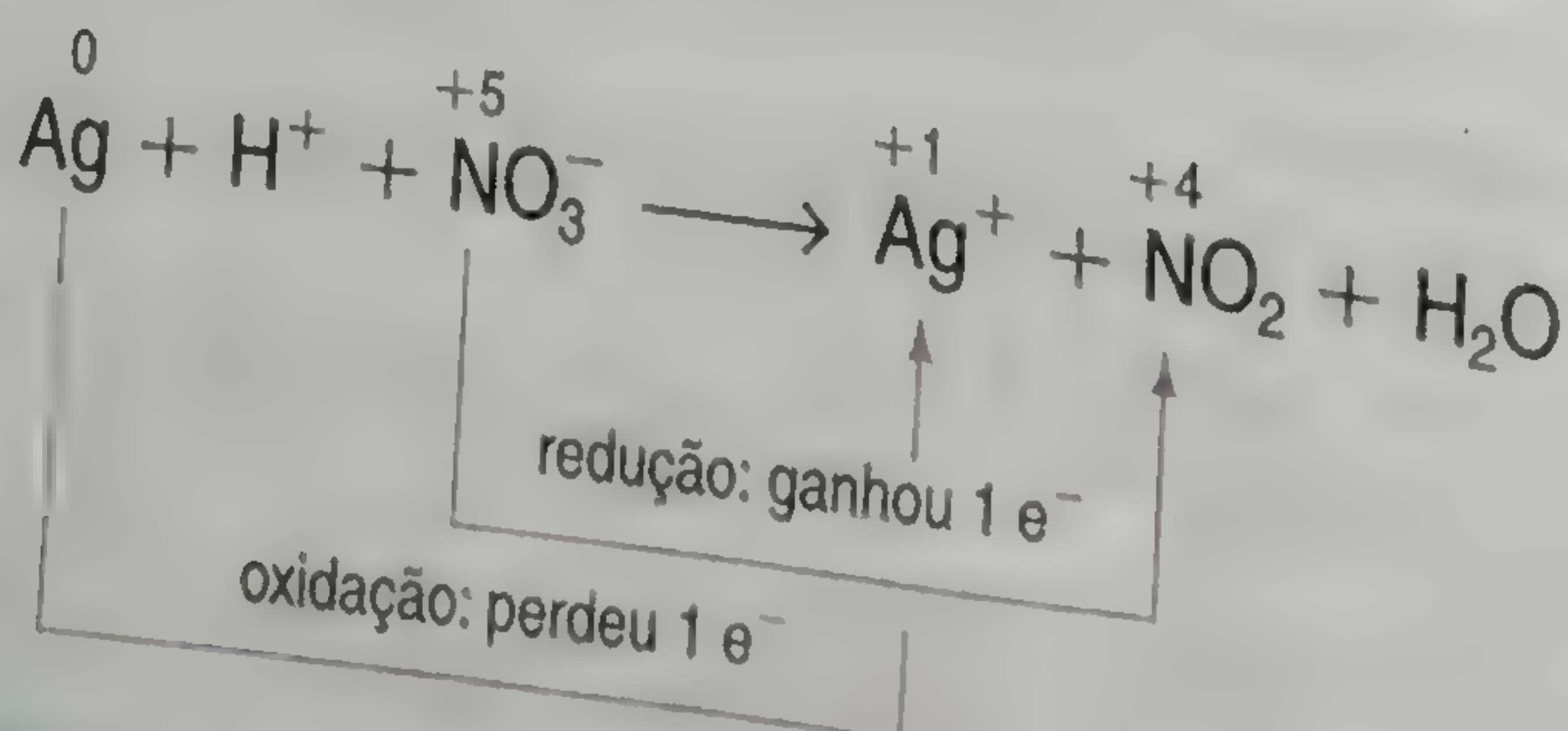
- balanceie a reação;
- indique o oxidante e o redutor na reação.

Resolução

Calcula-se o Nox de cada elemento presente na reação:



Os elementos cujo Nox mudou de valor foram a prata e o nitrogênio. Calculando o número de elétrons ganhos e perdidos, temos:



SUBSTÂNCIA OU IÔN	Nº DE ÁTOMOS DE Ag E IÔN NO ₃	Nº DE ELÉTRONS PERDIDOS E GANHOS
Ag	1 átomo de Ag	$1 \cdot 1 e^- = 1 e^-$
NO ₃ ⁻	1 íon de NO ₃ ⁻	$1 \cdot 1 e^- = 1 e^-$

Como a quantidade de elétrons ganhos é igual à de elétrons perdidos, os coeficientes de Ag e NO₃⁻ serão unitários:



Por tentativa, ajustam-se os coeficientes restantes:



A equação está devidamente balanceada e o total de cargas elétricas no primeiro membro é igual ao do segundo membro: +1.

Na reação, o oxidante é o íon nitrato (NO₃⁻) e o redutor é a prata metálica (Ag).

EXERCÍCIOS

15. (ITA-SP) Na equação iônica não-balanceada:



- o níquel é o oxidante porque ele é oxidado.
- o níquel é o redutor porque ele é reduzido.
- o íon cúprico é oxidante.
- o íon cúprico é redutor.
- Não é uma reação de oxirredução.

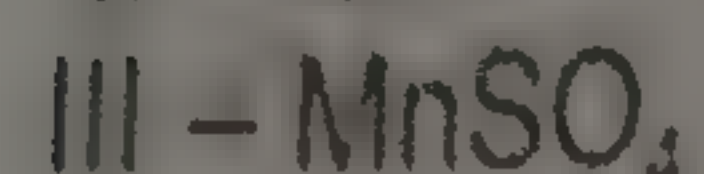
16. Na equação $\text{Mn}^{2+} + \text{H}^+ + \text{PbO}_2 \longrightarrow \text{MnO}_4^- + \text{Pb}^{2+} + \text{H}_2\text{O}$, os coeficientes são, respectivamente:

- 2, 4, 5, 2, 5 e 2
- 5, 4, 2, 5, 2 e 2
- 2, 2, 4, 5, 2 e 2
- 4, 2, 3, 2, 3 e 1
- 1, 2, 2, 1, 2 e 1

17. Balanceie por oxirredução as reações abaixo:

- $\text{Hg} + \text{H}^+ + \text{NO}_3^- \longrightarrow \text{Hg}^{2+} + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$
- $\text{MnO}_4^- + \text{Cl}^- + \text{H}^+ \longrightarrow \text{Mn}^{2+} + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O}$
- $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + \text{Fe}^{2+} + \text{H}^+ \longrightarrow \text{Cr}^{3+} + \text{Fe}^{3+} + \text{H}_2\text{O}$
- $\text{MnO}_4^- + \text{SO}_3^{2-} + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow \text{MnO}_2 + \text{SO}_4^{2-} + \text{OH}^-$

18. (ITA-SP) Dos compostos:



o número de oxidação do manganês é máximo no:

a) I

b) II

c) III

d) IV

e) V

19. (Santa Casa-SP) Na reação $2 \text{HCl} + \text{NO}_2 \longrightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{NO} + \text{Cl}_2$, os elementos que não sofrem oxidação ou redução são:

a) hidrogênio e cloro.

b) cloro e oxigênio.

c) nitrogênio e cloro.

d) hidrogênio e oxigênio.

e) nitrogênio e hidrogênio.

20. Nos íons NH_4^+ e NH_2^- , os números de oxidação do nitrogênio são, respectivamente:

a) +1 e -1

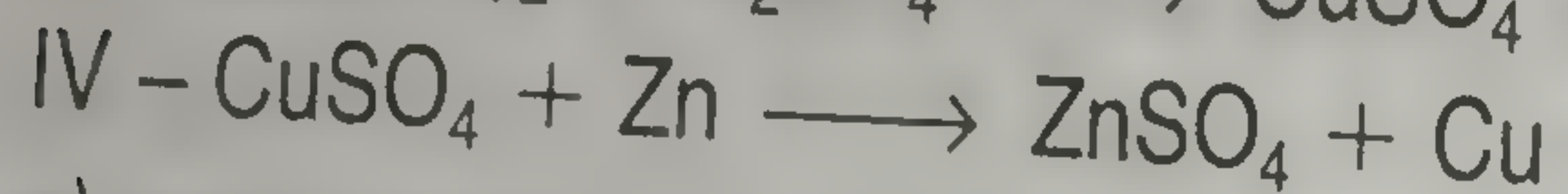
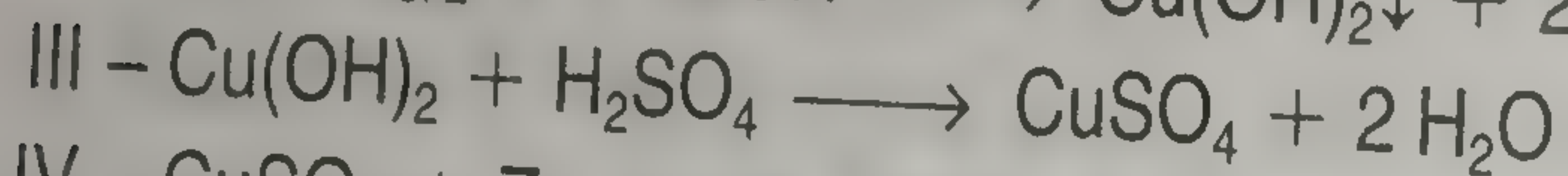
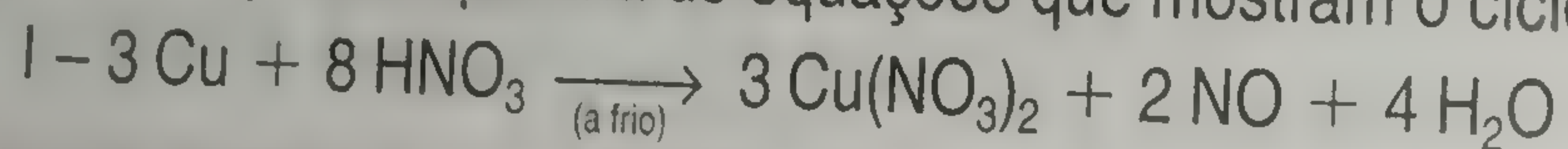
b) +3 e -3

c) +4 e -2

d) -3 e -3

e) -4 e +2

21. (Mack-SP) Na seqüência de equações que mostram o ciclo do cobre tem-se:



a) somente na (I) ocorre o fenômeno de oxirredução.

b) (III) e (IV) classificam-se como reações de dupla troca.

c) em (II) não há variação do número de oxidação de nenhuma espécie química, mas forma-se um hidróxido solúvel.

d) (III) representa uma reação de neutralização, na qual a soma dos menores coeficientes inteiros do balanceamento é dez vezes menor que a de (I).

e) (IV) classifica-se como simples troca e observa-se a ocorrência de oxirredução.

22. (ITA-SP) Considere a equação $1 \text{H}_2\text{O}_2 + a \text{Fe}^{2+} + b \text{H}^+ \longrightarrow c \text{Fe}^{3+} + d \text{H}_2\text{O}$. Qual afirmação a respeito das substâncias e da reação está correta?

a) O número de oxidação do oxigênio na água oxigenada é -2.

b) Os coeficientes da equação que faltam são: $a = 1$, $b = 2$, $c = 1$, $d = 2$.

c) A água oxigenada é o oxidante porque cedeu elétrons ao Fe^{2+} .

d) O H^+ é o redutor.

e) n.d.a.

23. (ITA-SP) Nas opções seguintes estão representadas equações químicas de reações que podem ocorrer, em soluções aquosas, com os diversos óxidos de crômio. Qual dessas opções contém a equação que representa uma equação de oxirredução?

- a) $2 \text{CrO}_4^{2-} + 2 \text{H}^+ \longrightarrow \text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + \text{H}_2\text{O}$
 b) $\text{Cr}_2\text{O}_3 + 6 \text{H}^+ \longrightarrow 2 \text{Cr}^{3+} + 3 \text{H}_2\text{O}$
 c) $\text{Cr}_2\text{O}_3 + 2 \text{OH}^- \longrightarrow \text{Cr}_2\text{O}_4^{2-} + \text{H}_2\text{O}$
 d) $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 2 \text{H}^+ \longrightarrow 2 \text{CrO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
 e) $2 \text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 16 \text{H}^+ \longrightarrow 4 \text{Cr}^{3+} + 3 \text{O}_2 + 8 \text{H}_2\text{O}$

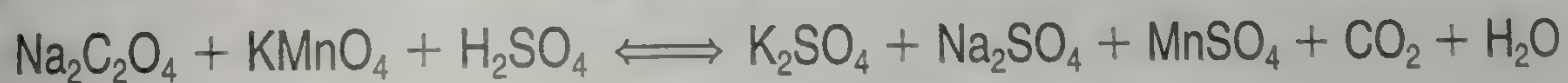
24. A soma dos coeficientes da equação $\text{Mn}^{2+} + \text{BiO}_3^- + \text{H}^+ \longrightarrow \text{MnO}_4^- + \text{Bi}^{3+} + \text{H}_2\text{O}$ é:

- a) 18
 b) 23
 c) 25
 d) 32
 e) 35

25. Das reações abaixo, balanceie apenas as reações de oxirredução.

- a) $\text{KMnO}_4 + \text{KI} + \text{H}_2\text{SO}_4 \longrightarrow \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{MnSO}_4 + \text{I}_2 + \text{H}_2\text{O}$
 b) $\text{Sb}_2\text{S}_3 + \text{HCl} \longrightarrow \text{H}_2\text{S} + \text{SbCl}_3$
 c) $\text{CaO} + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow \text{Ca(OH)}_2$
 d) $\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow \text{H}_2\text{SO}_4$
 e) $\text{AgNO}_3 + \text{NaCl} \longrightarrow \text{AgCl} + \text{NaNO}_3$
 f) $\text{Cl}_2 + \text{NaOH} \longrightarrow \text{NaCl} + \text{NaClO}_3 + \text{H}_2\text{O}$

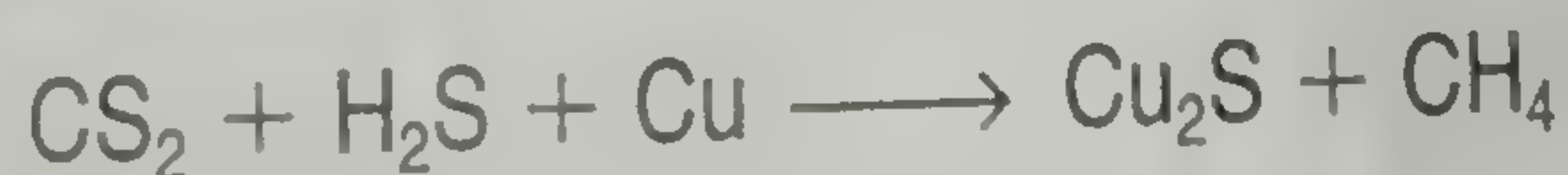
26. (UFGO) Após incineração de lixo, faz-se a determinação de carbono não-queimado e matéria fermentável por um método que se fundamenta na equação de reação seguinte:



A respeito dessa equação de reação, pedem-se:

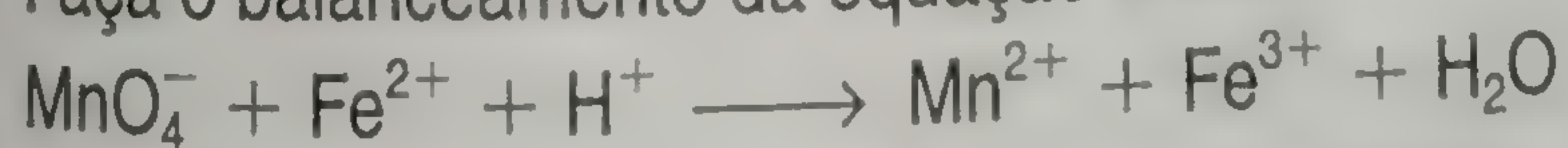
- a) o agente oxidante e o agente redutor;
 b) o balanceamento da equação.

27. (Fuvest-SP) Em 1856, Berthelot preparou metano segundo a reação representada pela equação abaixo, não-balanceada:



- a) Acerte os coeficientes estequiométricos.
 b) Indique o elemento que se oxida e o que se reduz, mostrando a variação dos números de oxidação.

28. a) Faça o balanceamento da equação abaixo:



- b) Identifique o agente oxidante e o agente redutor.

Copyright © 2005 by Pearson Education



As pilhas transformam energia química em energia elétrica.

21

Energia elétrica nas reações químicas: pilhas

Uma reação de oxirredução que permite aproveitar o fluxo de elétrons (corrente elétrica) pode ser utilizada para realização de trabalhos como acender uma lâmpada, acionar um alarme ou fazer funcionar um motor. Dependendo das substâncias que participam do processo, tem-se um maior ou menor fluxo de elétrons, o que implica variação da voltagem. Embora esse trabalho possa ser realizado com o auxílio da eletricidade produzida pelas grandes hidrelétricas, muitas vezes aproveitamos a energia obtida de fontes portáteis como pilhas e baterias.

As pilhas de uso freqüente em brinquedos, lanternas, rádios e relógios são as do tipo seca e alcalina.

Nas baterias de automóveis, utiliza-se uma associação de várias pilhas ligadas em série, contendo chumbo e dióxido de chumbo. A reversibilidade das reações de oxirredução é aproveitada para gerar energia elétrica (sentido direto) e para recarregar a bateria (sentido inverso).

Potencial normal de redução

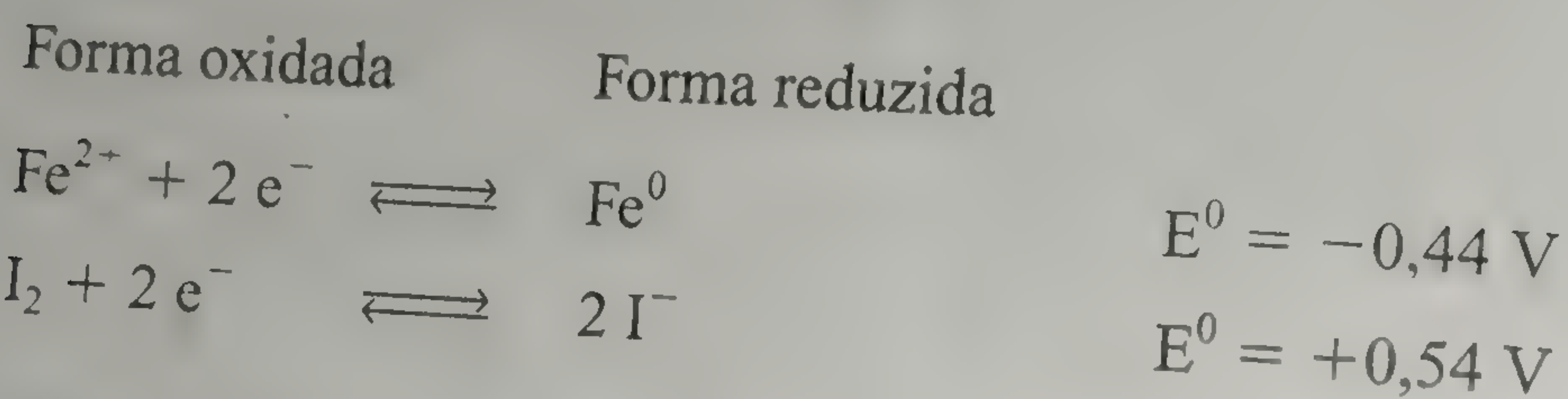
Nas reações de oxirredução ocorre uma oxidação e uma redução que podem ser representadas por semi-reações. Para cada semi-reação de oxidação ou redução associa-se um valor de potencial que é obtido em relação a uma referência: o hidrogênio (na redução ou oxidação). Esse potencial, determinado a 25 °C, 1 atm de pressão e em soluções de concentração 1 mol/L, é denominado *potencial normal* ou *potencial padrão*.

Essa determinação é feita experimentalmente e atribui-se o valor zero para o potencial padrão do hidrogênio.

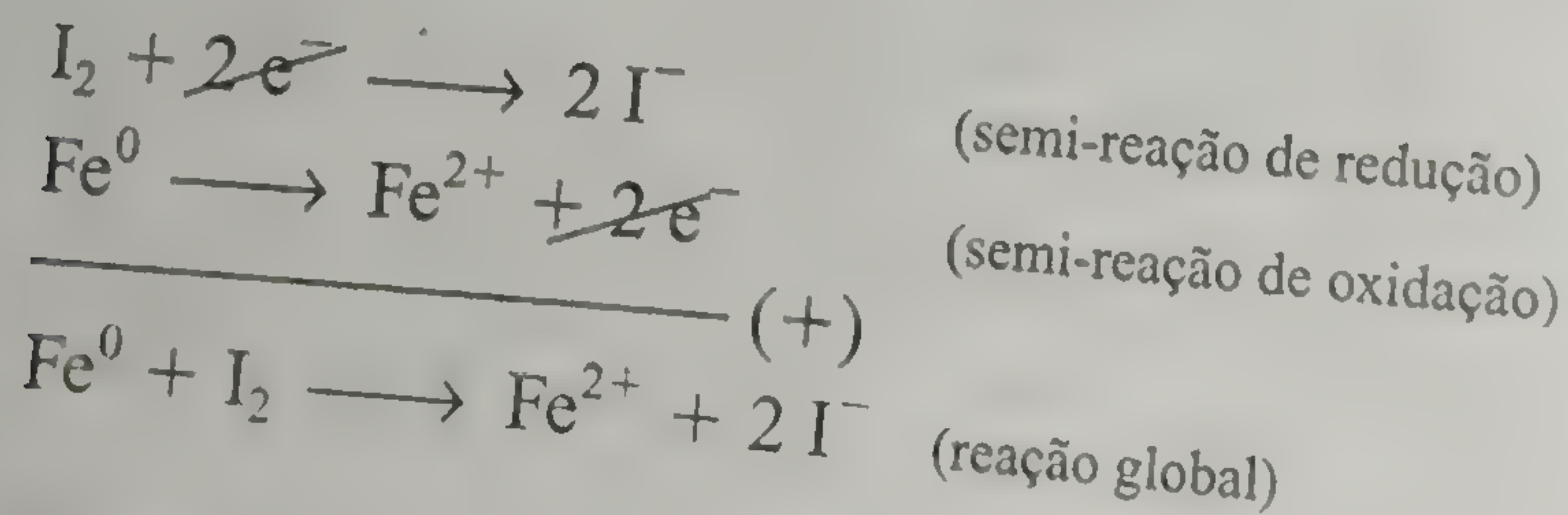
Organizou-se uma tabela de potencial normal de redução (E^0) com as semi-reações de redução e seus respectivos potenciais. Em cada semi-reação, o 1º membro representa a forma oxidada e o 2º membro, a forma reduzida.

Com base na tabela, pode-se prever a ocorrência de reações de oxirredução espontâneas. (Vide tabela na página seguinte.)

Por exemplo, o sistema ferro/iodo:



Como o potencial de redução do iodo é maior que o do ferro, haverá reação espontânea se colocarmos a forma oxidada do iodo (I_2) em presença da forma reduzida do ferro (Fe^0):



Observação

Às vezes, pode-se encontrar essa tabela em função da reação de oxidação (potencial padrão de oxidação).

Reações de oxirredução espontâneas

Para verificar a ocorrência de uma reação de oxirredução, comparam-se os valores de E^0_{red} dos dois sistemas: sofre redução aquele que apresenta maior potencial de redução, enquanto o outro sofre oxidação. Para haver reação espontânea, é preciso reagir a forma oxidada do primeiro com a forma reduzida do segundo.

A reação que ocorre, por exemplo, quando mergulhamos uma placa de cobre em solução aquosa de nitrato de prata mostra que o cobre se oxida a Cu^{2+} e fornece seus elétrons aos íons Ag^+ .

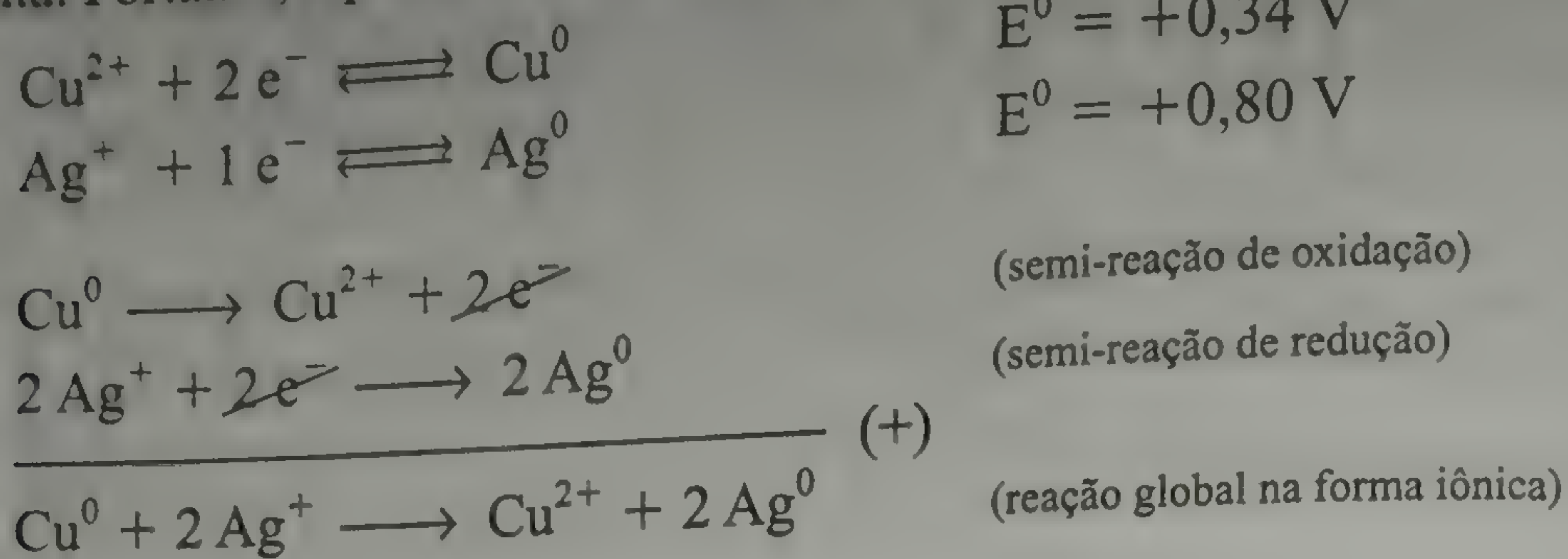
POTENCIAL PADRÃO DE REDUÇÃO (E°)

Semi-reação	E° (Volts)	Semi-reação	E° (Volts)
$\text{Li}^+ + \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Li}$	-3,04	$[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-} + \text{e}^- \rightleftharpoons [\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-}$	+0,36
$\text{Rb}^+ + \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Rb}$	-2,93	$\text{Cu}^+ + \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Cu}$	+0,52
$\text{K}^+ + \text{e}^- \rightleftharpoons \text{K}$	-2,92	$\text{I}_2 + 2\text{e}^- \rightleftharpoons 2\text{I}^-$	+0,54
$\text{Cs}^+ + \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Cs}$	-2,92	$\text{I}_2 + 2\text{e}^- \rightleftharpoons 2\text{I}^-$	+0,54
$\text{Ba}^{2+} + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Ba}$	-2,90	$\text{MnO}_4^- + \text{e}^- \rightleftharpoons \text{MnO}_4^{2-}$	+0,56
$\text{Sr}^{2+} + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Sr}$	-2,89	$\text{O}_2 + 2\text{H}^+ + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{H}_2\text{O}_2$	+0,68
$\text{Ca}^{2+} + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Ca}$	-2,87	$\text{Fe}^{3+} + \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Fe}^{2+}$	+0,77
$\text{Na}^+ + \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Na}$	-2,71	$\text{Hg}_2^{2+} + 2\text{e}^- \rightleftharpoons 2\text{Hg}$	+0,80
$\text{La}^{3+} + 3\text{e}^- \rightleftharpoons \text{La}$	-2,36	$\text{Ag}^+ + \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Ag}$	+0,80
$\text{Mg}^{2+} + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Mg}$	-2,36	$\text{Hg}_2^{2+} + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Hg}$	+0,85
$1/2 \text{H}_2 + \text{e}^- \rightleftharpoons \text{H}^-$	-2,25	$\text{NO}_3^- + 3\text{H}^+ + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{HNO}_2 + \text{H}_2\text{O}$	+0,94
$\text{Al}(\text{F}_6)^{3-} + 3\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Al} + 6\text{F}^-$	-2,07	$\text{NO}_3^- + 4\text{H}^+ + 3\text{e}^- \rightleftharpoons \text{NO} + 2\text{H}_2\text{O}$	+0,96
$\text{Be}^{2+} + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Be}$	-1,87	$\text{Pd}^{2+} + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Pd}$	+0,99
$\text{Al}^{3+} + 3\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Al}$	-1,68	$\text{HNO}_2 + \text{H}^+ + \text{e}^- \rightleftharpoons \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$	+1,00
$\text{Mn}^{2+} + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Mn}$	-1,18	$\text{Br}_2 + 2\text{e}^- \rightleftharpoons 2\text{Br}^-$	+1,08
$\text{Zn}^{2+} + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Zn}$	-0,76	$\text{IO}_3^- + 6\text{H}^+ + 6\text{e}^- \rightleftharpoons \text{I}^- + 3\text{H}_2\text{O}$	+1,08
$\text{Cr}^{3+} + 3\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Cr}$	-0,74	$\text{ClO}_4^- + 2\text{H}^+ + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{ClO}_3^- + \text{H}_2\text{O}$	+1,19
$\text{As} + 3\text{H}^+ + 3\text{e}^- \rightleftharpoons \text{AsH}_{3(\text{g})}$	-0,60	$\text{IO}_3^- + 6\text{H}^+ + 5\text{e}^- \rightleftharpoons 1/2 \text{I}_2 + 3\text{H}_2\text{O}$	+1,19
$\text{Sb} + 3\text{H}^+ + 3\text{e}^- \rightleftharpoons \text{SbH}_{3(\text{g})}$	-0,51	$\text{ClO}_3^- + 3\text{H}^+ + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{HClO}_2 + \text{H}_2\text{O}$	+1,21
$\text{H}_3\text{PO}_2 + \text{H}^+ + \text{e}^- \rightleftharpoons \text{P} + 2\text{H}_2\text{O}$	-0,51	$\text{O}_2 + 4\text{H}^+ + 4\text{e}^- \rightleftharpoons 2\text{H}_2\text{O}$	+1,23
$\text{H}_3\text{PO}_3 + 2\text{H}^+ + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{H}_3\text{PO}_2 + \text{H}_2\text{O}$	-0,50	$\text{MnO}_2 + 4\text{H}^+ + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Mn}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O}$	+1,23
$\text{Fe}^{2+} + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Fe}$	-0,44	$\text{ClO}_2 + \text{H}^+ + \text{e}^- \rightleftharpoons \text{HClO}_2$	+1,27
$\text{Cr}^{3+} + \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Cr}^{2+}$	-0,42	$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 14\text{H}^+ + 6\text{e}^- \rightleftharpoons 2\text{Cr}^{3+} + 7\text{H}_2\text{O}$	+1,36
$\text{Cd}^{2+} + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Cd}$	-0,40	$\text{ClO}_4^- + 8\text{H}^+ + 7\text{e}^- \rightleftharpoons 1/2 \text{Cl}_2 + 4\text{H}_2\text{O}$	+1,34
$\text{PbSO}_4 + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Pb} + \text{SO}_4^{2-}$	-0,36	$\text{Cl}_2 + 2\text{e}^- \rightleftharpoons 2\text{Cl}^-$	+1,36
$\text{PbBr}_2 + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Pb} + 2\text{Br}^-$	-0,28	$\text{BrO}_3^- + 6\text{H}^+ + 6\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Br}^- + 3\text{H}_2\text{O}$	+1,44
$\text{Co}^{2+} + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Co}$	-0,28	$\text{PbO}_2 + 4\text{H}^+ + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Pb}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O}$	+1,46
$\text{H}_3\text{PO}_4 + 2\text{H}^+ + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{H}_3\text{PO}_3 + \text{H}_2\text{O}$	-0,28	$\text{ClO}_3^- + 6\text{H}^+ + 5\text{e}^- \rightleftharpoons 1/2 \text{Cl}_2 + 3\text{H}_2\text{O}$	+1,47
$\text{PbCl}_2 + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Pb} + 2\text{Cl}^-$	-0,27	$\text{HClO} + \text{H}^+ + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Cl}^- + \text{H}_2\text{O}$	+1,49
$\text{Ni}^{2+} + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Ni}$	-0,24	$\text{Au}^{3+} + 3\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Au}$	+1,50
$\text{CuI} + \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Cu} + \text{I}^-$	-0,18	$\text{MnO}_4^- + 8\text{H}^+ + 5\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Mn}^{2+} + 4\text{H}_2\text{O}$	+1,51
$\text{Sn}^{2+} + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Sn}$	-0,14	$\text{BrO}_3^- + 6\text{H}^+ + 5\text{e}^- \rightleftharpoons 1/2 \text{Br}_2 + 3\text{H}_2\text{O}$	+1,52
$\text{Pb}^{2+} + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Pb}$	-0,13	$\text{HBrO} + \text{H}^+ + \text{e}^- \rightleftharpoons 1/2 \text{Br}_2 + \text{H}_2\text{O}$	+1,59
$\text{HgI}_2 + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Hg} + 4\text{I}^-$	-0,04	$\text{Ce}^{4+} + \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Ce}^{3+}$	+1,74
$\text{Fe}^{3+} + 3\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Fe}$	-0,04	$\text{HClO} + \text{H}^+ + \text{e}^- \rightleftharpoons 1/2 \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O}$	+1,63
$2\text{H}^+ + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{H}_2$	0,00	$\text{HClO}_2 + 2\text{H}^+ + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{HClO} + \text{H}_2\text{O}$	+1,64
$\text{P} + 3\text{H}^+ + 3\text{e}^- \rightleftharpoons \text{PH}_{3(\text{g})}$	+0,06	$\text{Au}^+ + \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Au}$	+1,68
$\text{S} + 2\text{H}^+ + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{H}_2\text{S}_{(\text{g})}$	+0,14	$\text{PbO}_2 + \text{SO}_4^{2-} + 4\text{H}^+ + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{PbSO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$	+1,68
$\text{Sn}^{4+} + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Sn}^{2+}$	+0,15	$\text{MnO}_4^- + 4\text{H}^+ + 3\text{e}^- \rightleftharpoons \text{MnO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$	+1,69
$\text{Sb}_2\text{O}_3 + 6\text{H}^+ + 6\text{e}^- \rightleftharpoons 2\text{Sb} + 3\text{H}_2\text{O}$	+0,15	$\text{H}_2\text{O}_2 + 2\text{H}^+ + 2\text{e}^- \rightleftharpoons 2\text{H}_2\text{O}$	+1,77
$\text{Cu}^+ + \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Cu}^0$	+0,16	$\text{CO}^{3+} + \text{e}^- \rightleftharpoons \text{CO}^{2+}$	+1,82
$\text{SO}_4^{2-} + 4\text{H}^+ + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{H}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O}$	+0,17	$\text{S}_2\text{O}_8^{2-} + 2\text{e}^- \rightleftharpoons 2\text{SO}_4^{2-}$	+2,01
$\text{AgCl} + \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Ag} + \text{Cl}^-$	+0,22	$\text{F}_2 + 2\text{e}^- \rightleftharpoons 2\text{F}^-$	+2,89
$\text{Cu}^+ + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Cu}$	+0,34		

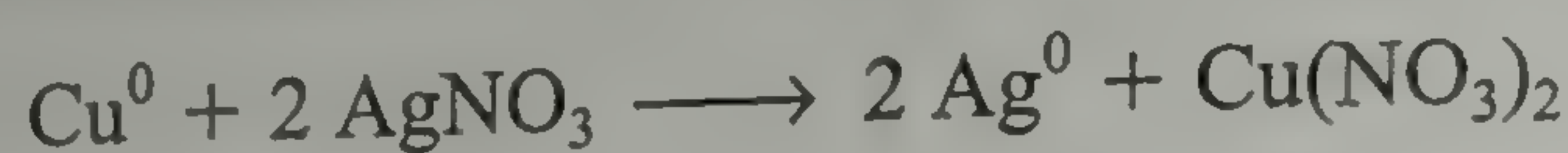
aumenta o poder redutor

aumenta o poder oxidante

Essa transferência de elétrons ocorre dos átomos de cobre metálico para os íons de prata. Portanto, a partir dos valores de E^0 do cobre e da prata temos:



A equação que representa o fenômeno é:

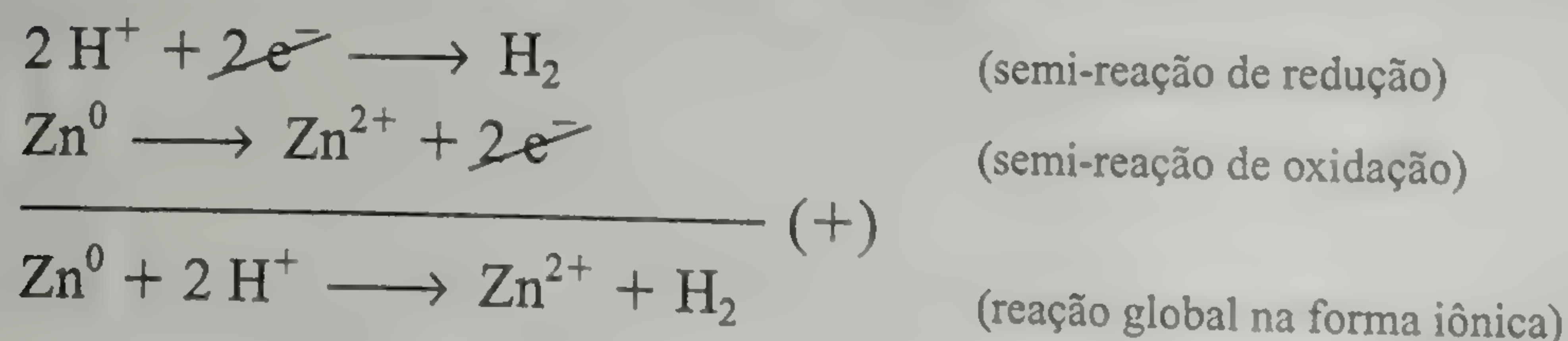


- Metais como o Zn, Mg e Al, que apresentam $E_{\text{red.}}^0 < 0$, se oxidam na presença de ácidos diluídos (HCl , H_2SO_4 , HBr etc.). Esses metais são mais reativos que o hidrogênio e devido a isso o deslocam dos ácidos. Isso pode ser verificado consultando a tabela de potenciais de redução:

Exemplo:



Haverá, portanto, a seguinte reação espontânea:



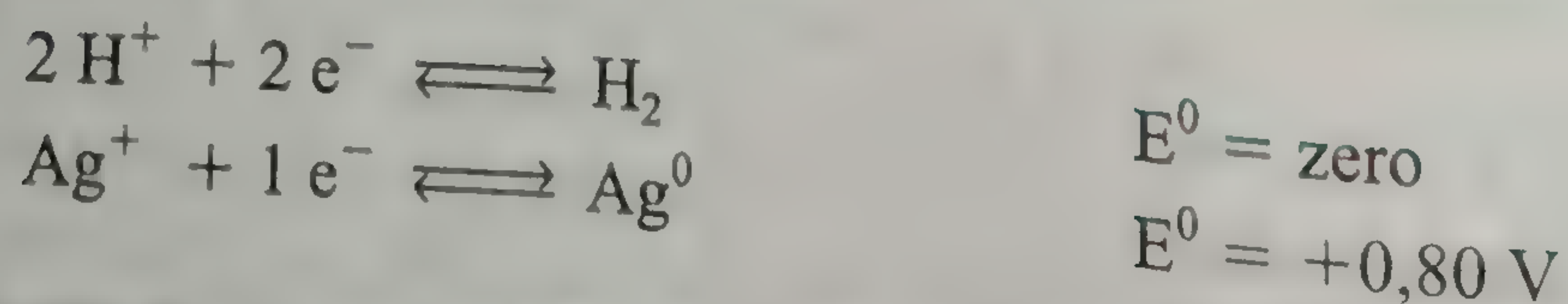
Assim, da reação de Zn com HCl resulta:



- Metais que possuem $E_{\text{red.}}^0 > 0$ não conseguem reduzir o H^+ dos ácidos. Esses metais são menos reativos que o hidrogênio e, por isso, considerados nobres. São:



Exemplo:



A reação espontânea é a de redução dos íons Ag^+ e oxidação do H_2 . Logo, não haverá reação do metal Ag com os ácidos diluídos.

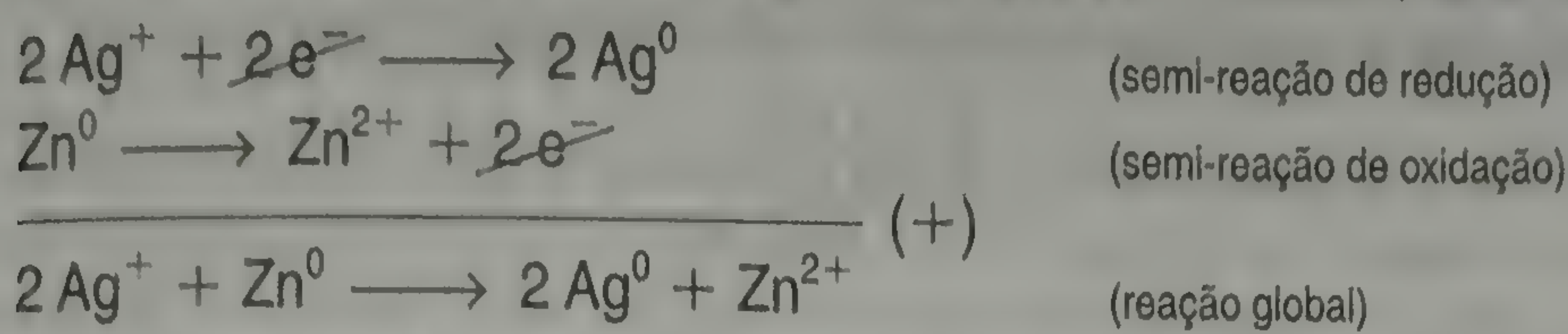
PROBLEMAS RESOLVIDOS

1. Escrever a reação de oxirredução espontânea que envolve as seguintes semi-reações:



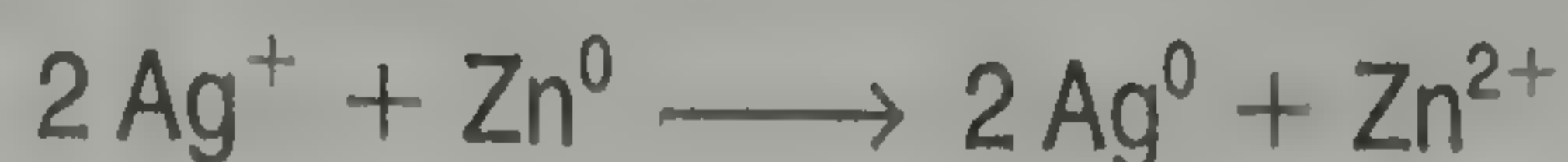
Resolução

O E^0 da prata é maior que o do Zn; logo, a prata reduz-se e o zinco oxida-se. Como o número de elétrons perdidos e ganhos deve ser o mesmo, teremos:

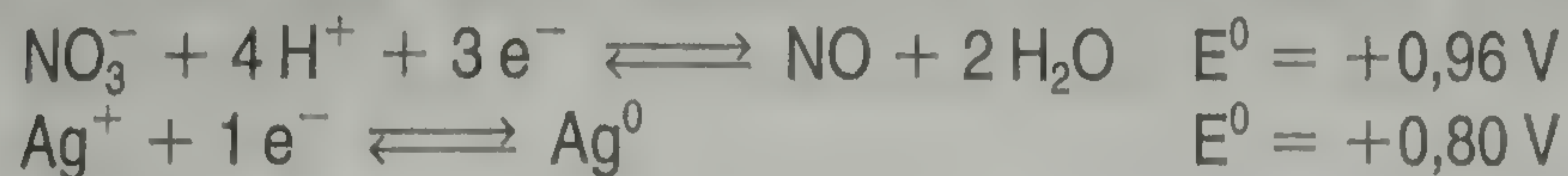


A reação espontânea é aquela que ocorre quando colocamos o metal zinco numa solução que contém íons Ag^+ .

Resposta



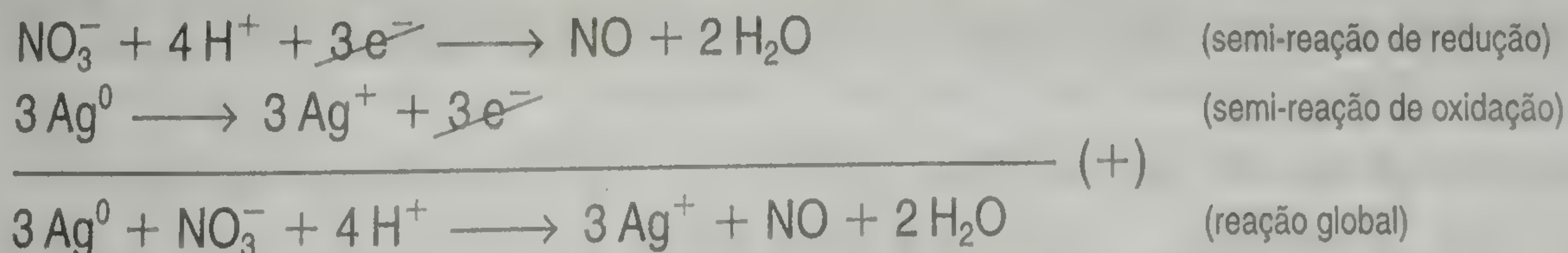
2. Escrever a reação de oxirredução espontânea que envolve as seguintes semi-reações:



Resolução

Comparando-se os valores dos potenciais normais de redução, conclui-se que o ácido nítrico se reduz e a prata se oxida.

A reação espontânea ocorre quando mergulhamos o metal prata numa solução de ácido nítrico. Como o número de elétrons perdidos deve ser igual ao de elétrons ganhos, teremos:



Nas reações em que o ácido nítrico é o agente oxidante, os metais que possuem potencial de redução menor, inclusive alguns metais nobres como a prata, reagem com o ácido, porém não há despreendimento de hidrogênio.

Resposta

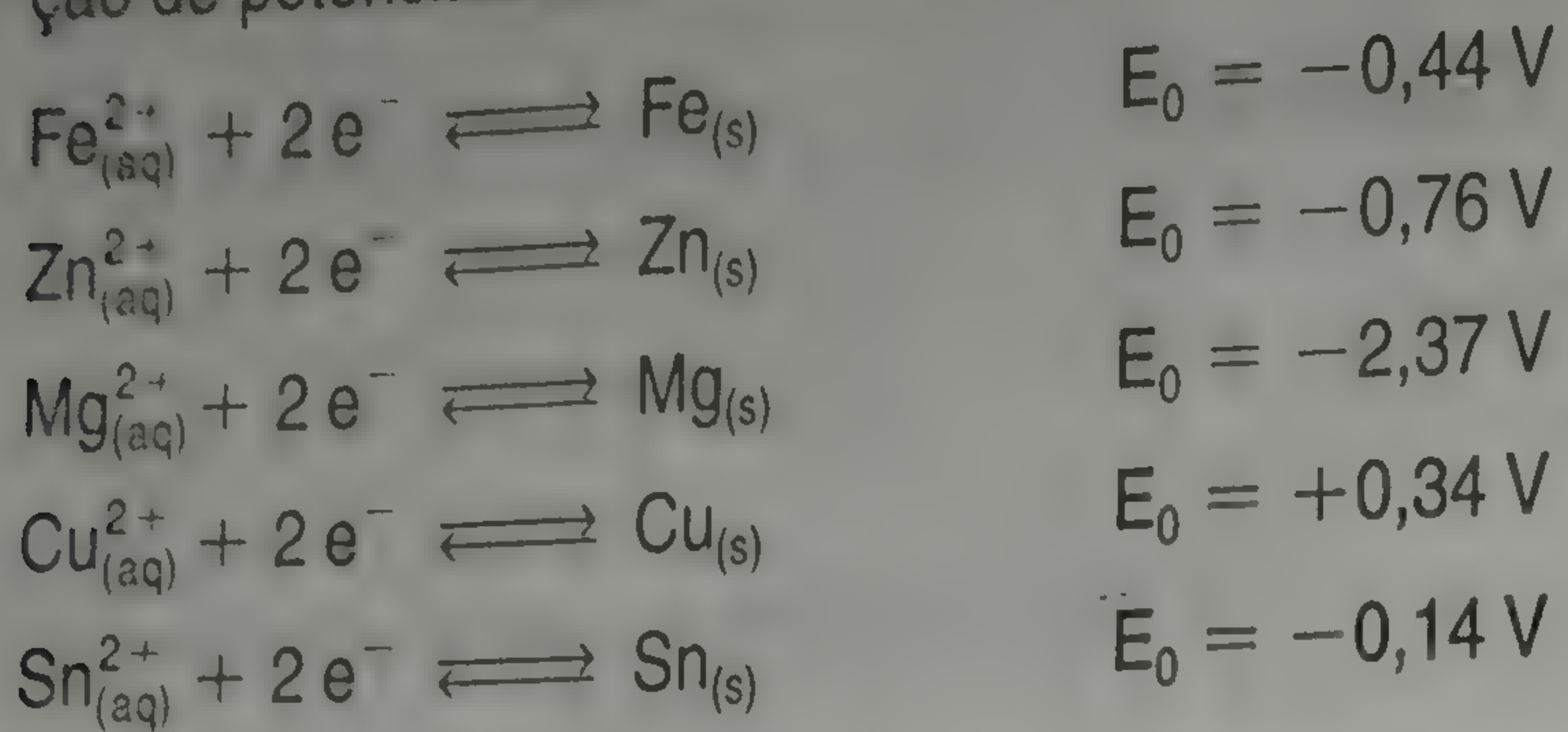


Observação

A platina e o ouro não são “dissolvidos” pelo ácido nítrico; eles são “dissolvidos” apenas pela água-régia, que é uma mistura de 3 partes de ácido clorídrico concentrado e 1 parte de ácido nítrico concentrado.

3. (PUC-SP) Os potenciais de eletrodo (potenciais de redução) indicam a tendência de redução das espécies químicas. Para evitar a corrosão do ferro, que começa por sua dissolução

formando íons, colocamos blocos de metais de sacrifício em contato com ele. Esses metais sofrerão a reação, enquanto o ferro permanecerá intacto. Apresentamos a seguir uma relação de potenciais de eletrodo:



Os metais que se prestam como metal de sacrifício para o ferro são:

- a) Cu e Sn
- b) Zn e Sn
- c) Mg e Zn
- d) Cu e Zn
- e) Zn e Mg

Resolução

Metais de sacrifício são aqueles que, na presença de outros metais, sofrem oxidação com mais facilidade. Devem apresentar um poder redutor maior do que o dos metais que se quer evitar a corrosão. Quanto menor o potencial de redução, maior o poder redutor.

Analisando a tabela de potenciais apresentada no enunciado, verificamos que as semi-reações que apresentam valores de E^0 menores que $-0,44 \text{ V}$ são as do zinco e as do magnésio.

Portanto, se houver magnésio ou zinco em presença de ferro, esses serão oxidados respectivamente a Mg^{2+} e Zn^{2+} , enquanto o ferro permanecerá na forma reduzida (Fe^0).

Resposta

Alternativa e.

EXERCÍCIOS

298

- Considerando as semi-reações, indique se a reação global ocorre espontaneamente.

$$\begin{array}{ll} \text{Br}_2 + 2\text{e}^- \rightleftharpoons 2\text{Br}^- & E^0 = +1,06 \text{ V} \\ \text{Fe}^{3+} + 1\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Fe}^{2+} & E^0 = +0,77 \text{ V} \end{array}$$
- Verifique qual das reações equacionadas não ocorre:
 - a) $\text{Zn}^0 + \text{Cu}^{2+} \longrightarrow \text{Zn}^{2+} + \text{Cu}^0$
 - b) $\text{H}_2 + \text{Hg}^{2+} \longrightarrow 2\text{H}^+ + \text{Hg}^0$
 - c) $3\text{K}^+ + \text{Al}^0 \longrightarrow 3\text{K}^0 + \text{Al}^{3+}$
 - d) $\text{Cu}^0 + 2\text{Ag}^+ \longrightarrow 2\text{Ag}^0 + \text{Cu}^{2+}$
 - e) $2\text{H}^+ + \text{Zn}^0 \longrightarrow \text{H}_2 + \text{Zn}^{2+}$
- Ao se preparar uma solução de nitrato de prata utilizando um bastão de estanho para dissolver o sal, verifica-se:
 - a) a obtenção de uma solução que contém apenas cátions do tipo Ag^+ .
 - b) a obtenção de uma solução que contém apenas cátions do tipo Sn^{2+} .
 - c) a formação de prata metálica.
 - d) n.d.a.

Qual dos metais abaixo reduzirá...
 3) N
 2) Zn
 5) Cada a seguinte tabela de E^0 :
 $\text{Al}^{3+} + 3\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Al}$
 $\text{Sn}^{2+} + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Sn}$
 $\text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Cu}$
 $\text{Br}_2 + 2\text{e}^- \rightleftharpoons 2\text{Br}^-$
 pergunta-se:
 a) Qual o melhor oxidante?
 6) (Unesp-SP) Quando se coloca de cloreto de cobre II, de cor azul, diminuindo até se tornar incolor sobre o zinco metálico. A consumida.
 a) Explique o fenômeno observado.
 b) O que acontecerá quando aquosa de cloreto de zinco.
 7. (Fuvest-SP) Ferro zincado partir dos potenciais padrões dados no cotidiano:
 a) rebites de ferro em esquadro
 b) pregos de ferro zincado

$$\begin{array}{ll} \text{Fe}^{2+} + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Fe}^0 & E^0 = -0,44 \text{ V} \\ \text{Zn}^{2+} + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Zn}^0 & E^0 = -0,76 \text{ V} \\ \text{Al}^{3+} + 3\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Al}^0 & E^0 = -1,66 \text{ V} \end{array}$$

 3) Em qual reagente deve ser adicionado a seguinte tabela de potenciais para as questões 9 e 10:
 Sejam os metais A, B, C:
 $\text{A}^{2+} + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{A}$
 $\text{B}^{2+} + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{B}$
 $\text{C}^{2+} + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{C}$
 $\text{D}^{+} + 1\text{e}^- \rightleftharpoons \text{D}$
 3) O melhor oxidante é:
 a) A
 b) B
 c) C
 4) O melhor redutor é:
 a) B
 b) C

299

- a) B c) A e) E
b) C d) E^+

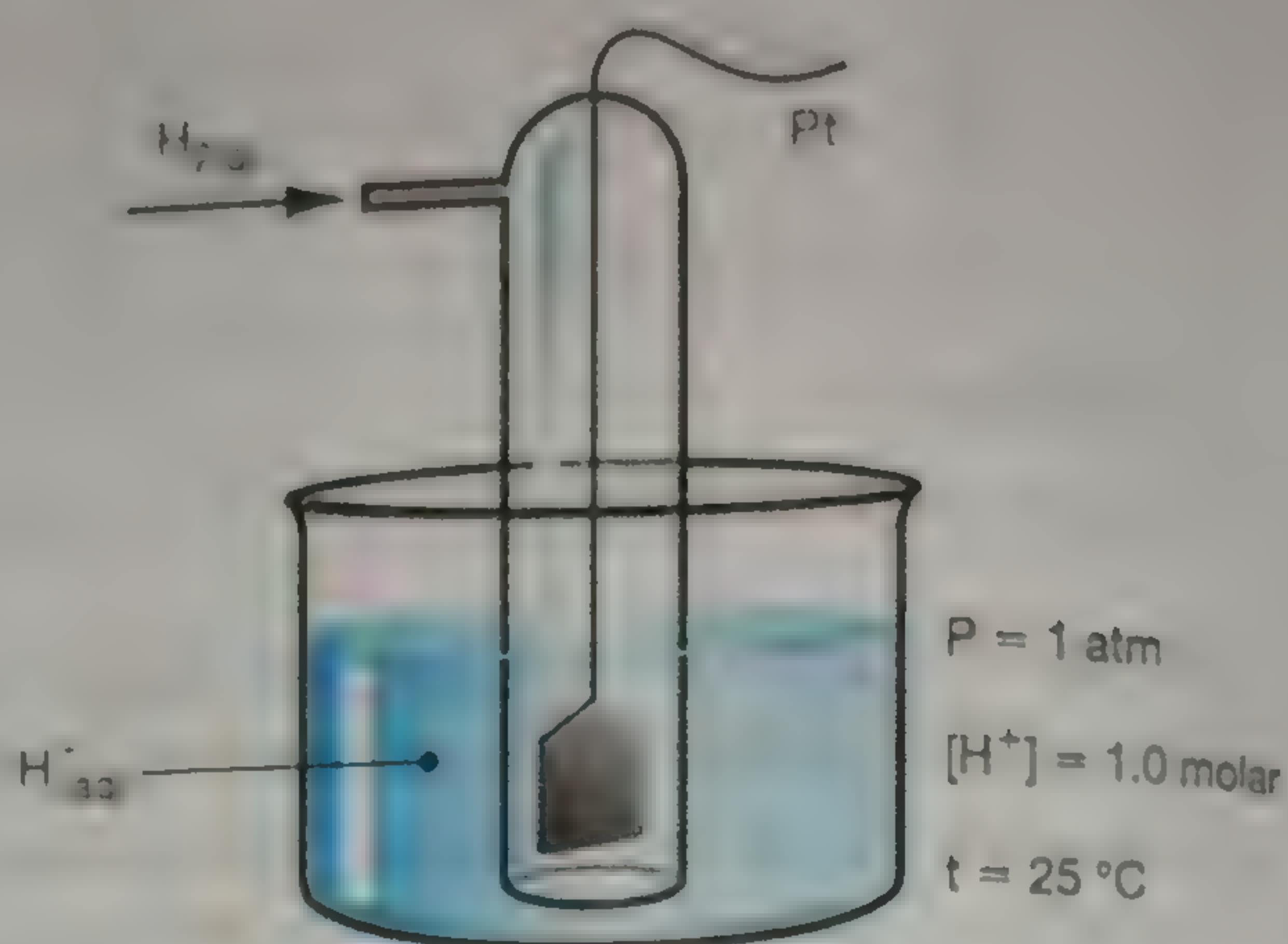
Pilhas eletroquímicas

Pilha eletroquímica é um sistema formado por dois eletrodos em que uma reação de oxirredução espontânea gera uma corrente elétrica.

Eletrodo de hidrogênio

Sistema em que se borbulha o gás hidrogênio sobre uma placa de platina mergulhada numa solução 1 mol/L de H^+ , a 25 °C e 1 atm. Nessas condições, o potencial padrão desse eletrodo é igual a zero.

Esse potencial é referência para se medir o dos outros eletrodos.

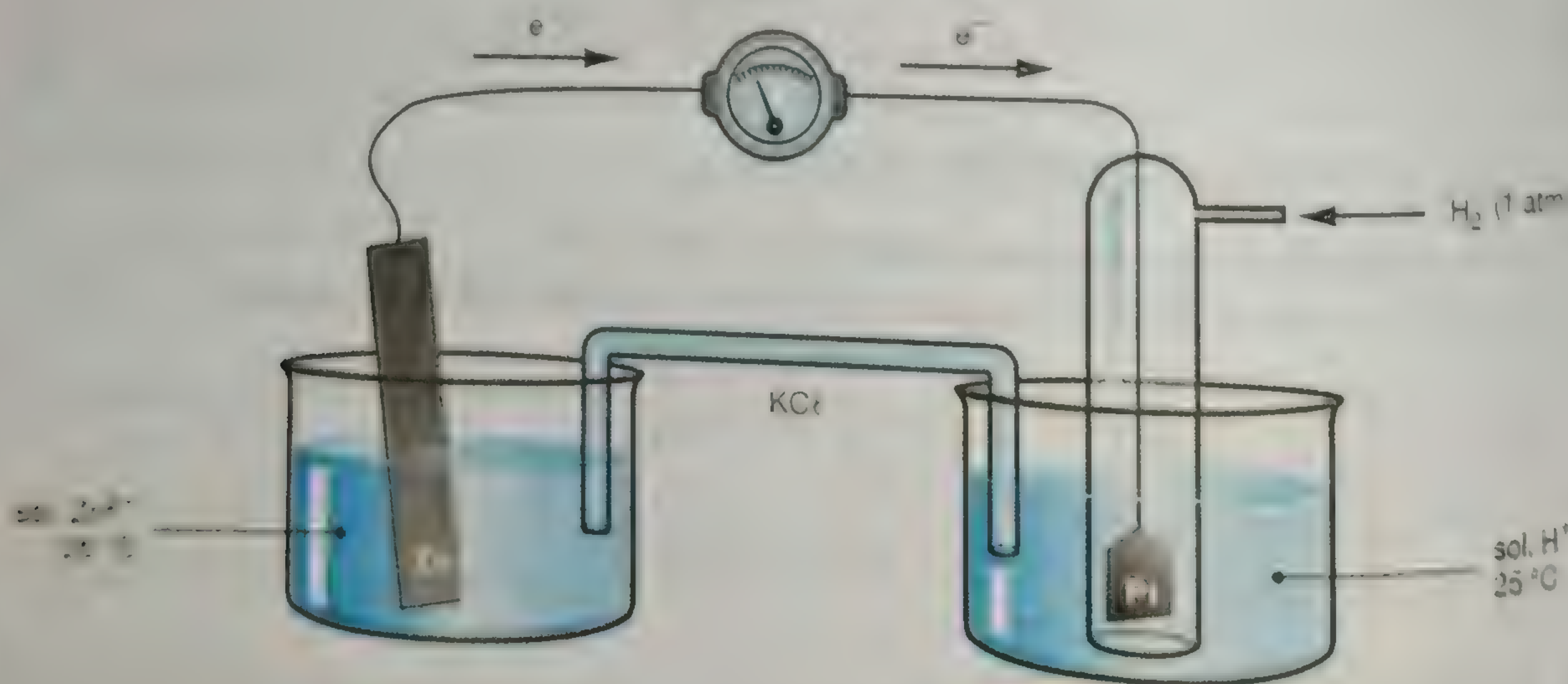


Eletrodo de metal

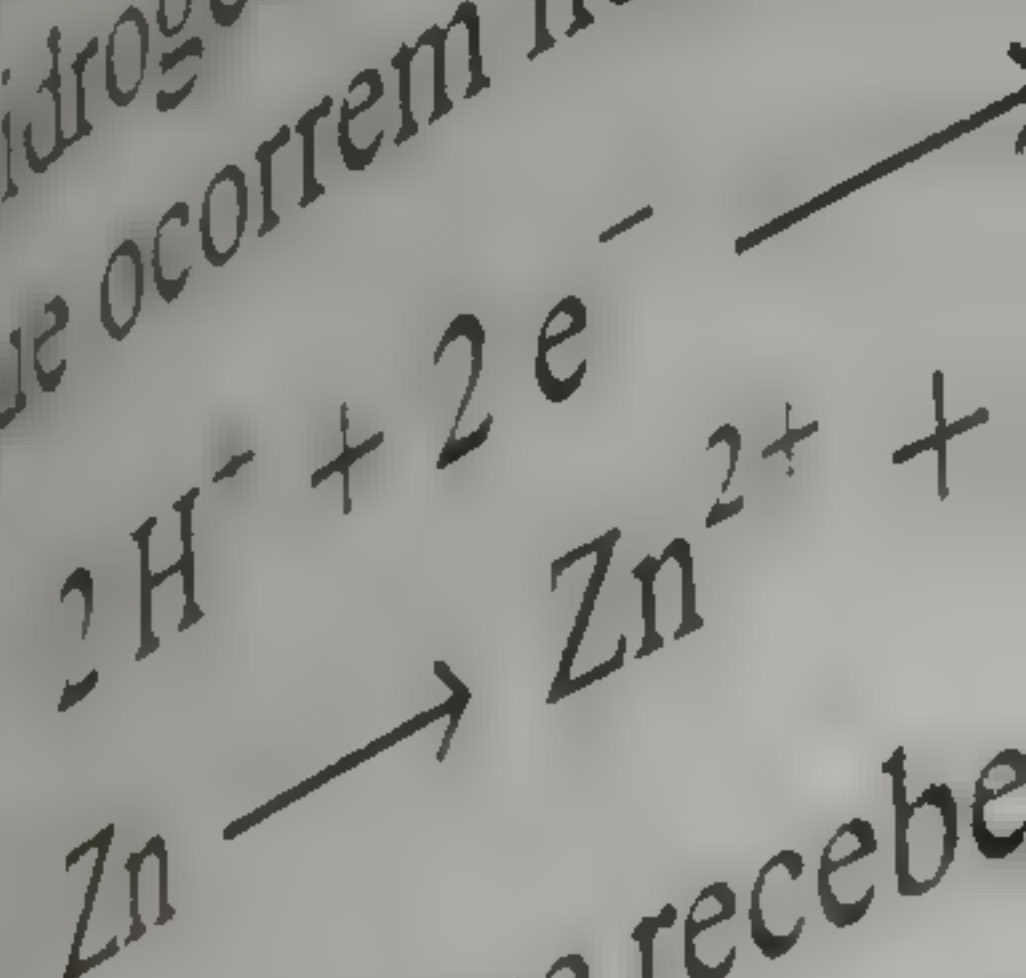
É constituído por uma placa metálica mergulhada numa solução de íons desse metal. Isso faz com que apareça na placa excesso ou falta de elétrons, surgindo assim um *potencial* do eletrodo.

Para se determinar o potencial padrão de um eletrodo, mede-se a diferença de potencial verificada quando o associamos ao eletrodo de hidrogênio considerando solução de 1 mol/L, a 25 °C e 1 atm.

Para se determinar, por exemplo, o potencial do eletrodo de zinco, constrói-se o sistema seguinte.



Como os elétrons não atravessam as soluções, ligam-se placas metálicas por meio de um fio condutor, enquanto as soluções, separadas, são ligadas por intermédio de uma ponte salina. A ponte salina é constituída por um tubo de vidro em forma de U



pólo \oplus = cátodo
pólo \ominus = ânodo

EXERCÍCIOS

- 1. O que se entende por:
 - a) reação catódica?
 - b) reação anódica?
 - c) potencial padrão de hidrogênio?
 - d) pilha eletroquímica?

- 2. Determinação do potencial padrão do eletrodo de níquel.
 - a) Construa a pilha galvânica a ser utilizada.
 - b) Descreva o eletrodo de níquel.
 - c) Em qual dos eletrodos se liga ao eletrodo de hidrogênio?
 - d) Em qual dos eletrodos ocorrerá redução?
 - e) Qual será o polo positivo?
 - f) Qual será o polo negativo?
 - g) Qual será o potencial padrão de eletrodo de níquel?

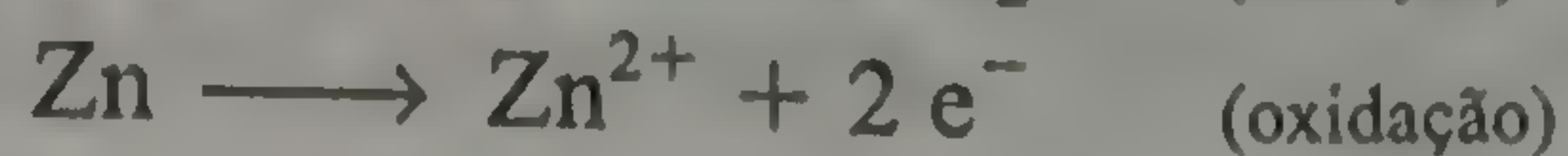
Pilha de Daniell
Formada pelo eletrodo padrão de hidrogênio e o eletrodo de zinco. De acordo com a tabela de potenciais, o sistema a se reduzir é o zinco.

contendo uma solução saturada de eletrólito, como KCl, cuja função é manter o equilíbrio iônico das soluções.

Os dois eletrodos possuem diferentes potenciais de redução que, ao serem ligados, formam uma pilha cuja diferença potencial (0,76 V) é lida no voltímetro. Como um dos eletrodos é o padrão, obtém-se o próprio potencial do eletrodo de zinco.

Como o hidrogênio é reduzido e o zinco é oxidado, o potencial de redução do zinco é menor que o do hidrogênio, sendo, portanto, igual a $-0,76$ V.

As semi-reações que ocorrem nessa pilha são:



O eletrodo de hidrogênio é que recebe elétrons, sendo, portanto, o pólo *positivo* da pilha. Esse pólo é denominado *cátodo*, e a reação de redução é denominada *redução catódica*.

O eletrodo de zinco libera elétrons, constituindo o pólo *negativo* da pilha. Esse pólo é denominado *ânodo*, e a reação de oxidação é denominada *oxidação anódica*.

pólo \oplus = cátodo \longrightarrow redução
pólo \ominus = ânodo \longrightarrow oxidação

EXERCÍCIOS

11. O que se entende por:

- a) semi-reação catódica?
- b) semi-reação anódica?
- c) eletrodo padrão de hidrogênio?
- d) pilha eletroquímica?

12. Na determinação do potencial padrão do eletrodo de níquel:

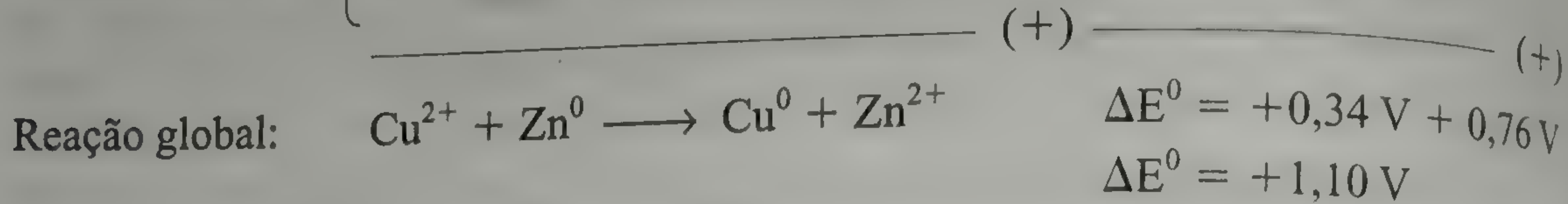
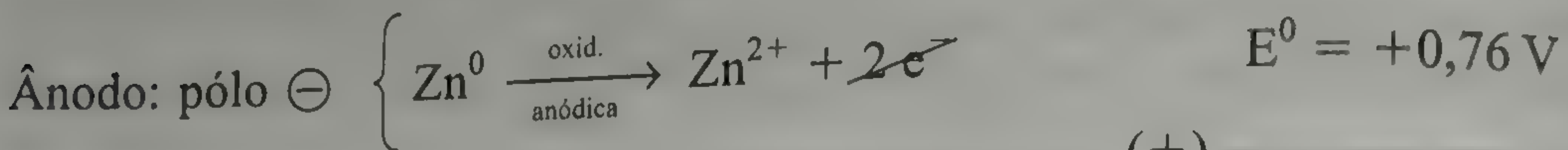
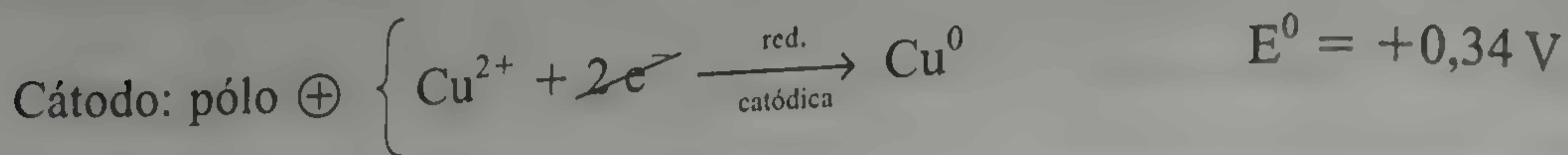
- a) desenhe a pilha galvânica a ser utilizada.
- b) Como é constituído o eletrodo de níquel?
- c) Qual o eletrodo que se liga ao eletrodo de níquel?
- d) Em qual dos eletrodos ocorrerá redução?
- e) Em qual dos eletrodos ocorrerá oxidação?
- f) Qual será o pólo positivo?
- g) Qual será o pólo negativo?
- h) Qual será o potencial padrão de eletrodo de níquel?

Pilha de Daniell

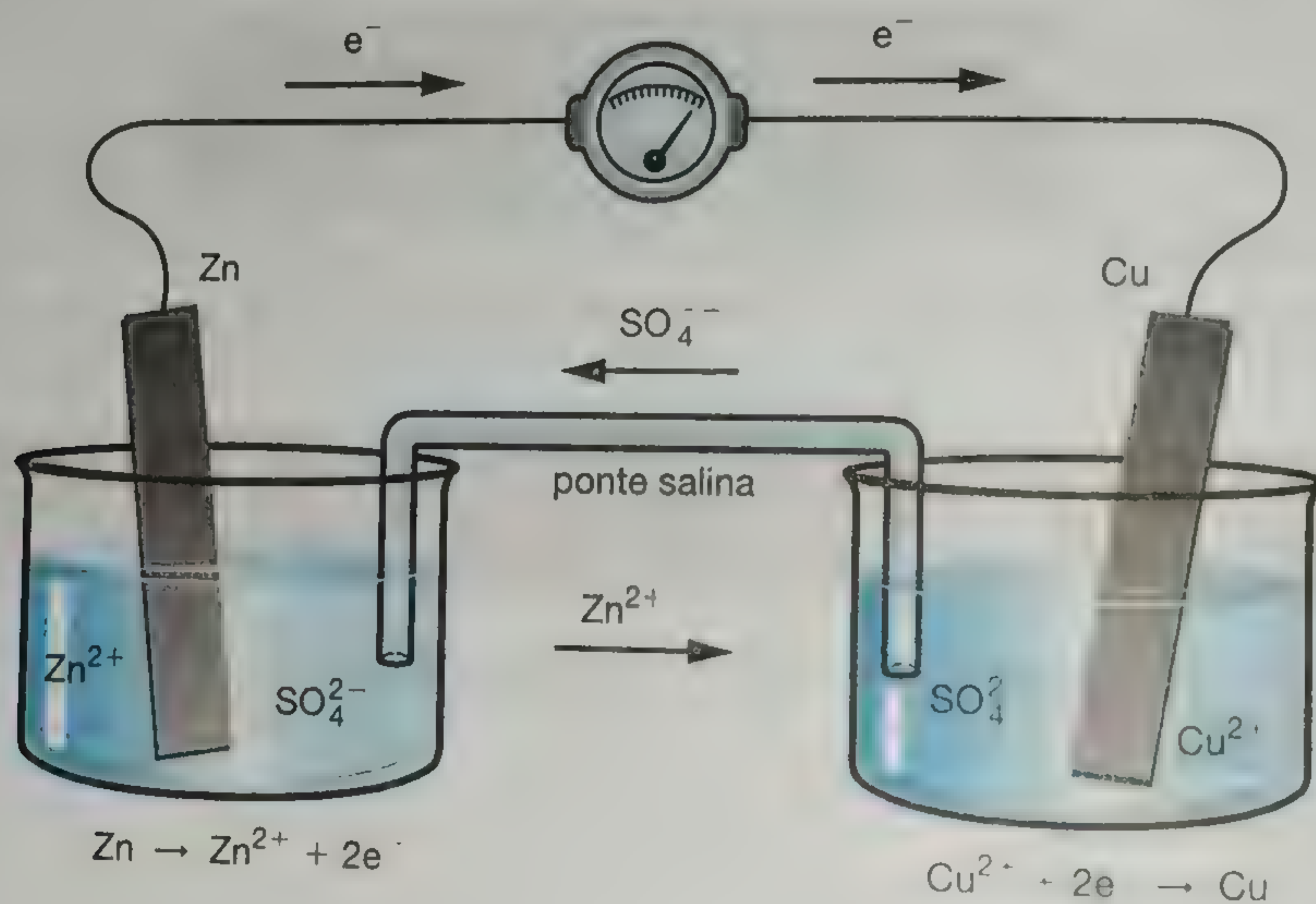
É formada pelo eletrodo padrão de zinco ligado ao eletrodo padrão de cobre.

De acordo com a tabela de potenciais, quanto maior o potencial de redução, maior a tendência do sistema a se reduzir. Logo, o Cu^{++} é reduzido, enquanto o Zn^0 é oxidado.

A equação de oxirredução da pilha será escrita a partir das semi-reações nos sentidos da redução do Cu^{2+} e da oxidação do Zn^0 .



O eletrodo de zinco libera elétrons que vão para o eletrodo de cobre. Consequentemente, o pólo negativo \ominus da pilha é o eletrodo de zinco e o pólo positivo \oplus é o eletrodo de cobre.



302

A corrente elétrica é constituída por um fluxo de elétrons que percorre o condutor metálico fora das soluções do pólo negativo para o pólo positivo e pela movimentação de íons nas soluções e na ponte salina.

Durante o funcionamento da pilha, o desgaste do metal zinco faz com que, na solução, aumente a quantidade de cargas positivas devido à formação de íons Zn^{2+} , enquanto a deposição do metal cobre faz com que, na solução, diminua a quantidade de cargas positivas devido à redução do íon Cu^{2+} .

Para restabelecer o equilíbrio de cargas elétricas em cada solução, íons de Zn^{2+} e íons SO_4^{2-} se movimentam em sentidos opostos através da ponte salina.

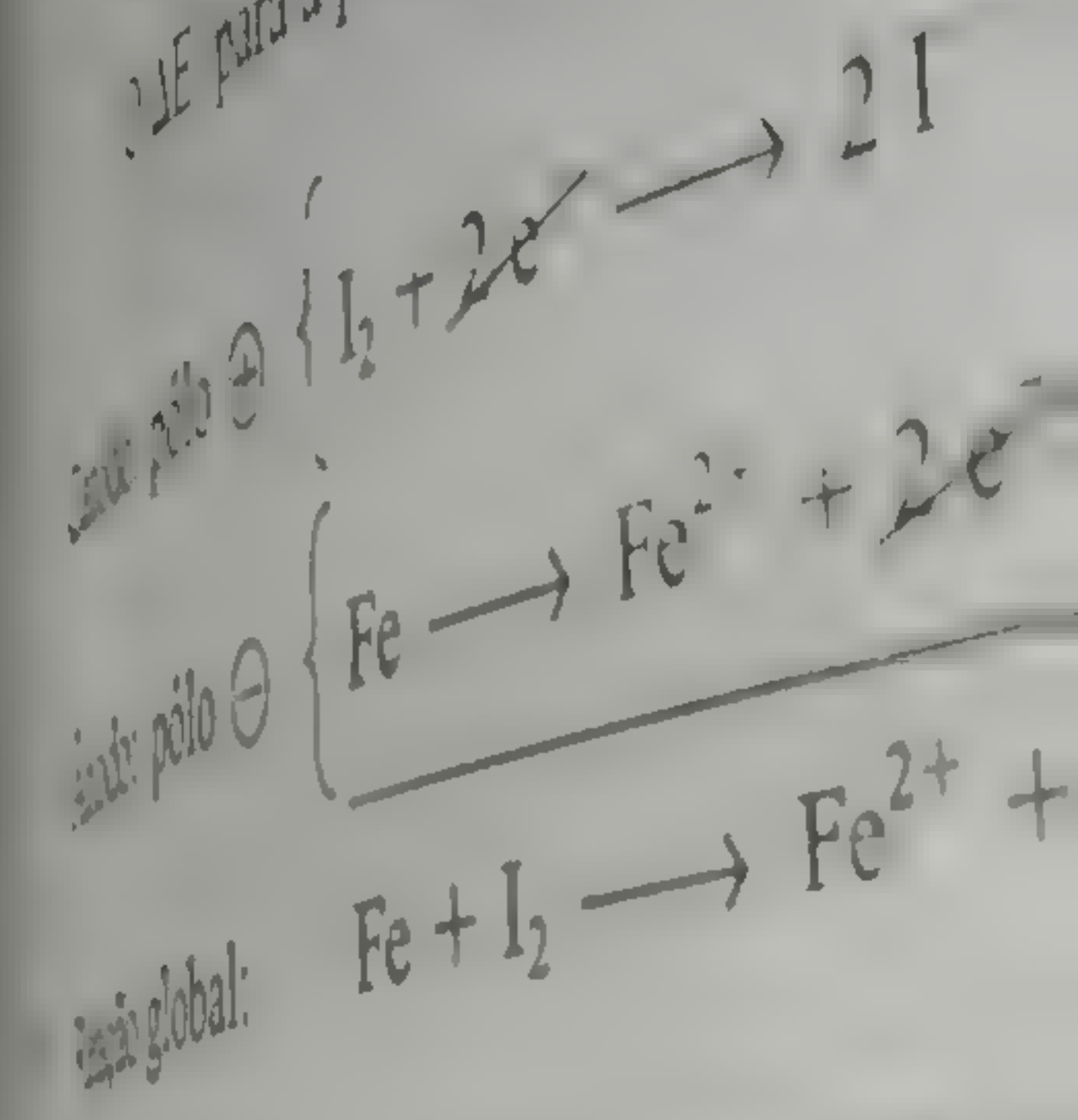
Assim, a corrente elétrica flui do sistema e a diferença de potencial vai diminuindo, bem como a capacidade de gerar energia elétrica.

Representação de uma pilha

Indicam-se as espécies presentes no ânodo (pólo $-$) no sentido em que a reação ocorre seguida pela representação das espécies do cátodo (pólo $+$) também no sentido

A equação da reação do ânodo e do cátodo da pilha de Daniell:
 $\text{Zn}^0 \longrightarrow \text{Zn}^{2+} + 2e^-$ (1 mol L)
 $\text{Cu}^{2+} + 2e^- \longrightarrow \text{Cu}^0$

Diferença de potencial de uma pilha
 Para encontrar o valor de ΔE^0 , basta indicar a oxidação e somá-lo ao potencial de redução.

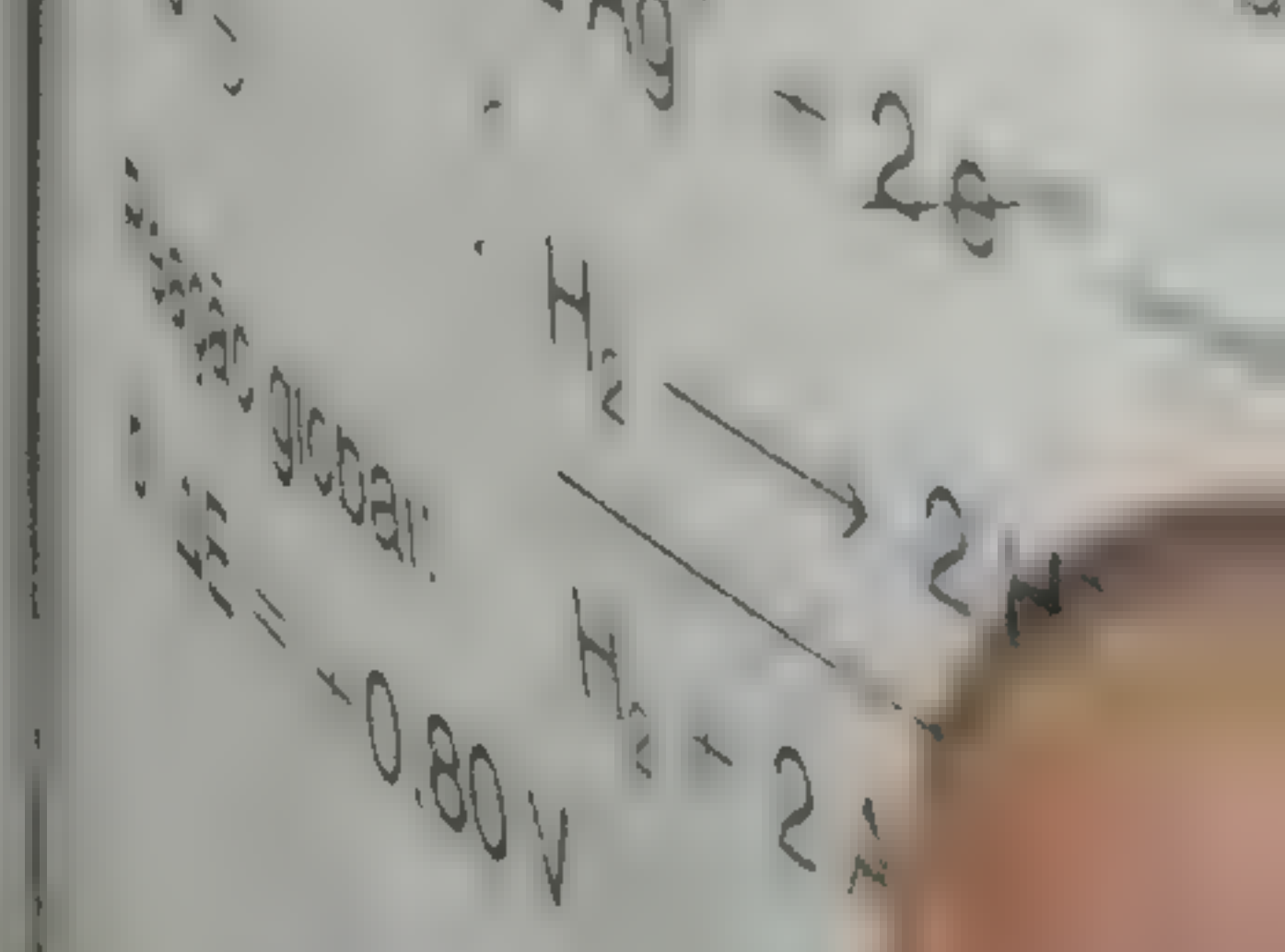


Assim, o sistema Fe/I_2 apresenta um potencial de $+0,76 \text{ V}$. Podemos dizer que a força eletromotriz da pilha é $+0,76 \text{ V}$.

EXERCÍCIO RESOLVIDO

Considerando a pilha eletroquímica constituída pelas semi-reações e a reação global, determinar a diferença de potencial da pilha e a representação da pilha.

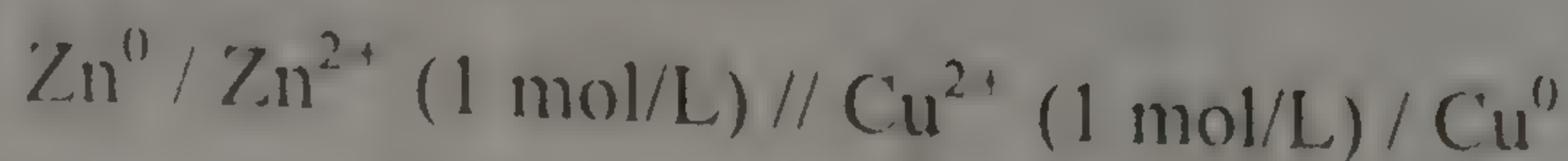
Solução
 O ânodo de prata é formado pelo metal prata e o cátodo é constituído pelo metal prata. A reação global é a seguinte:
 $2\text{Ag}^+ + \text{H}_2 \longrightarrow 2\text{Ag} + 2\text{H}^+$
 A diferença de potencial da pilha é $+0,80 \text{ V}$.



da reação. Os pares do ânodo e do cátodo ficam separados por uma barra dupla. Ao lado dos íons em solução, indica-se sua concentração em mol/L.

Exemplo:

Representação da pilha de Daniell:

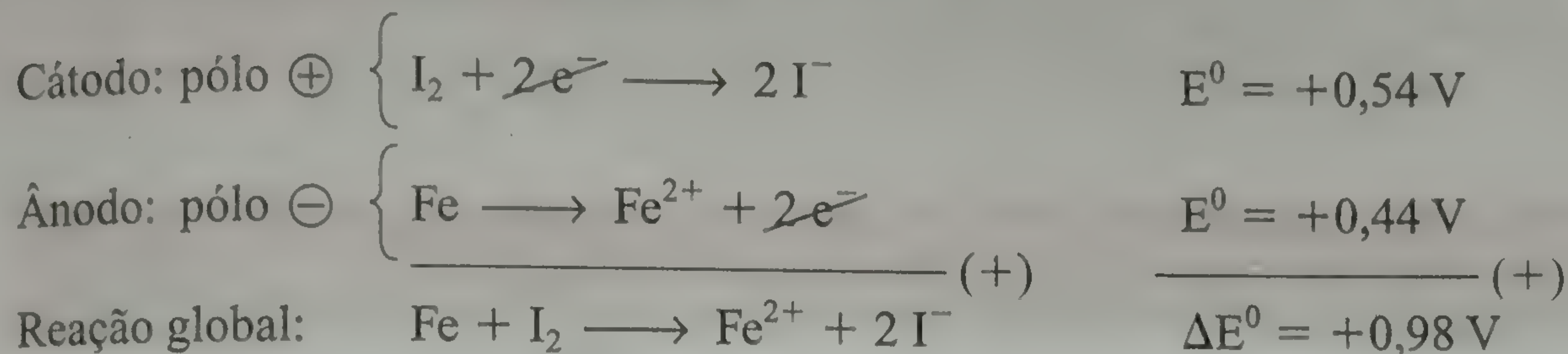


Diferença de potencial de uma pilha (ΔE^0)

Para encontrar o valor de ΔE^0 , basta inverter o sinal do potencial do eletrodo em que ocorre oxidação e somá-lo ao potencial do eletrodo em que ocorre a redução.

Exemplo:

O ΔE^0 para a pilha $\text{Fe}^0 / \text{Fe}^{2+} (1 \text{ mol/L}) // \text{I}_2 / 2 \text{I}^- (1 \text{ mol/L})$ será dado por:



Assim, o sistema Fe/I_2 apresenta uma diferença de potencial igual a 0,98 V. Podemos dizer que a força eletromotriz (fem) da pilha é igual a 0,98 V.

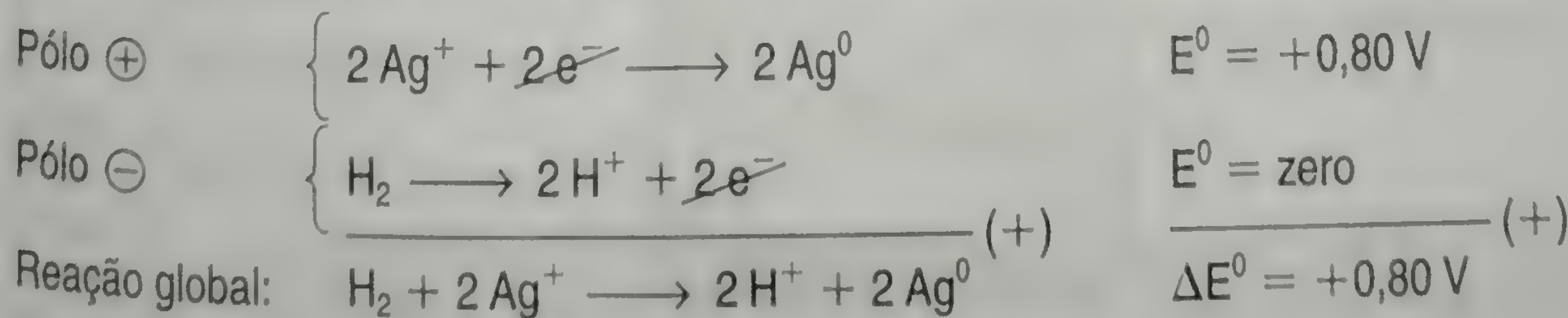
EXERCÍCIO RESOLVIDO

Considerando a pilha eletroquímica constituída pelos eletrodos de prata e de hidrogênio:

- escrever as semi-reações e a reação global da pilha;
- calcular a diferença de potencial da pilha;
- fazer a representação da pilha;
- desenhar o sistema formado pela pilha.

Resolução

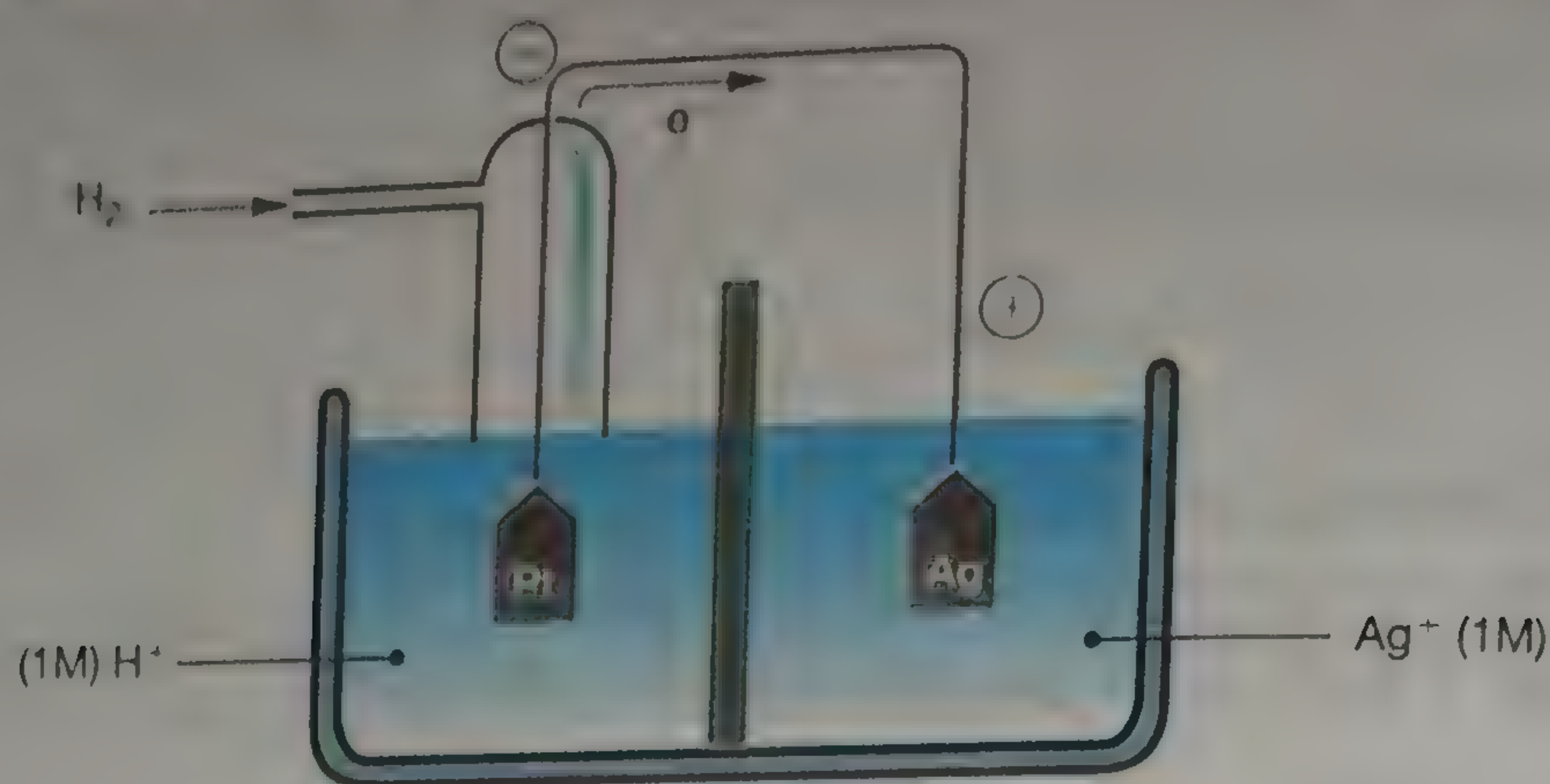
- a) O eletrodo de prata é formado pelo metal na presença de seus íons, isto é, Ag/Ag^+ . O eletrodo de hidrogênio é constituído pelo hidrogênio em presença de íons de H^+ , isto é, H_2/H^+ . Consultando a tabela de potenciais, esses eletrodos apresentam respectivamente os potenciais +0,80 V e 0, concluindo-se assim que, ao serem ligados, o eletrodo de maior potencial de redução — o de prata — sofrerá redução. Teremos, portanto, as semi-reações:



- b) $\Delta E = +0,80 \text{ V}$

c) Representação da pilha: $H_2 / 2 H^+ (1 \text{ mol/L}) // Ag^+ (1 \text{ mol/L}) / Ag$

d)



EXERCÍCIOS

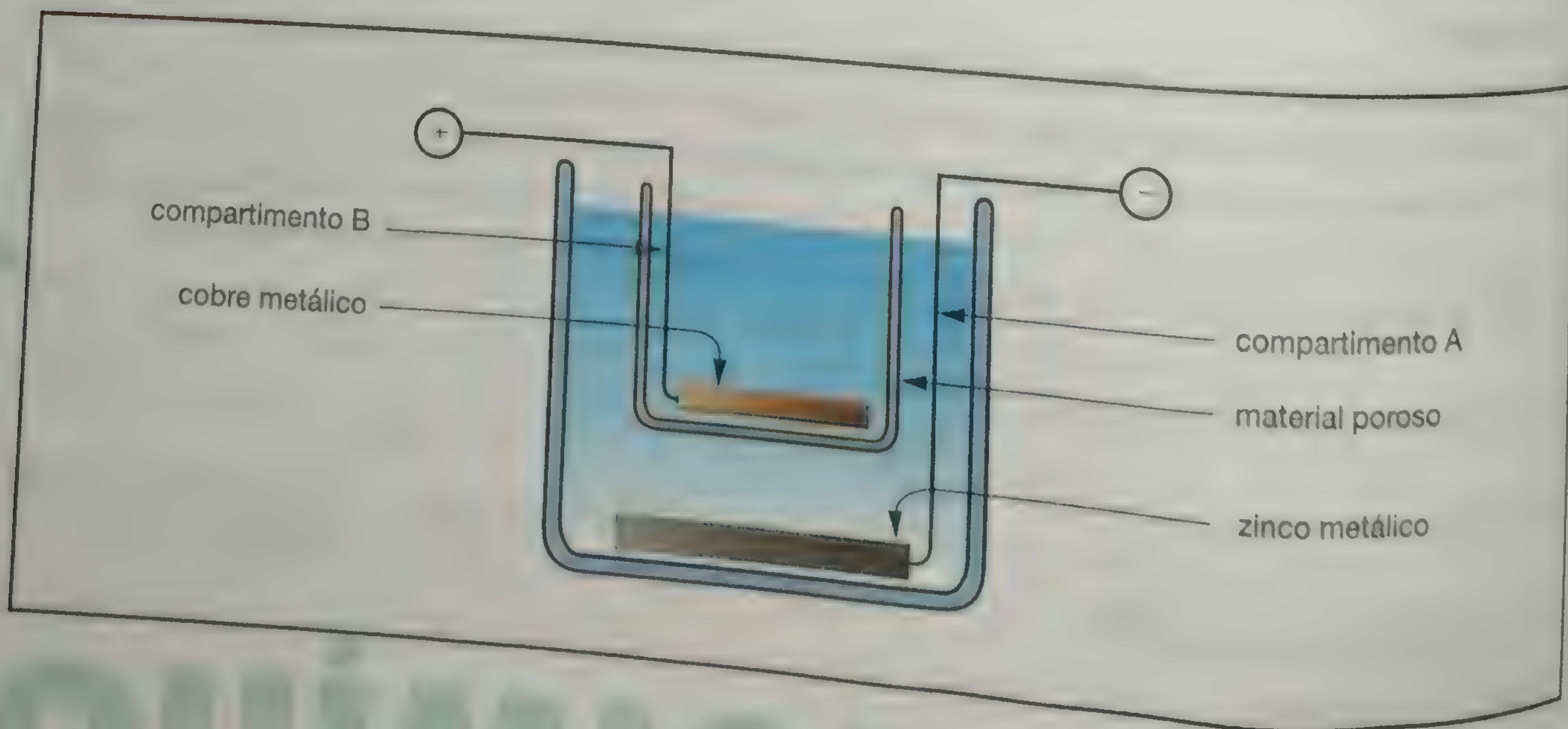
13. Considerando a pilha eletroquímica constituída pelos eletrodos de Mg e Ni:

- dê a semi-reação que ocorre no pólo negativo;
- dê a semi-reação que ocorre no pólo positivo;
- determine o valor de ΔE^0 ;
- determine o oxidante e o redutor nessa pilha.

14. Verifique se há possibilidade de construir pilhas cujas reações finais estejam representadas nos itens abaixo. Em caso positivo, determine a diferença de potencial de cada pilha.

- $2 Fe^{2+} + 2 H^+ \longrightarrow 2 Fe^{3+} + H_2$
- $3 Hg + 2 NO_3^- + 8 H^+ \longrightarrow 2 NO + 4 H_2O + 3 Hg^{2+}$

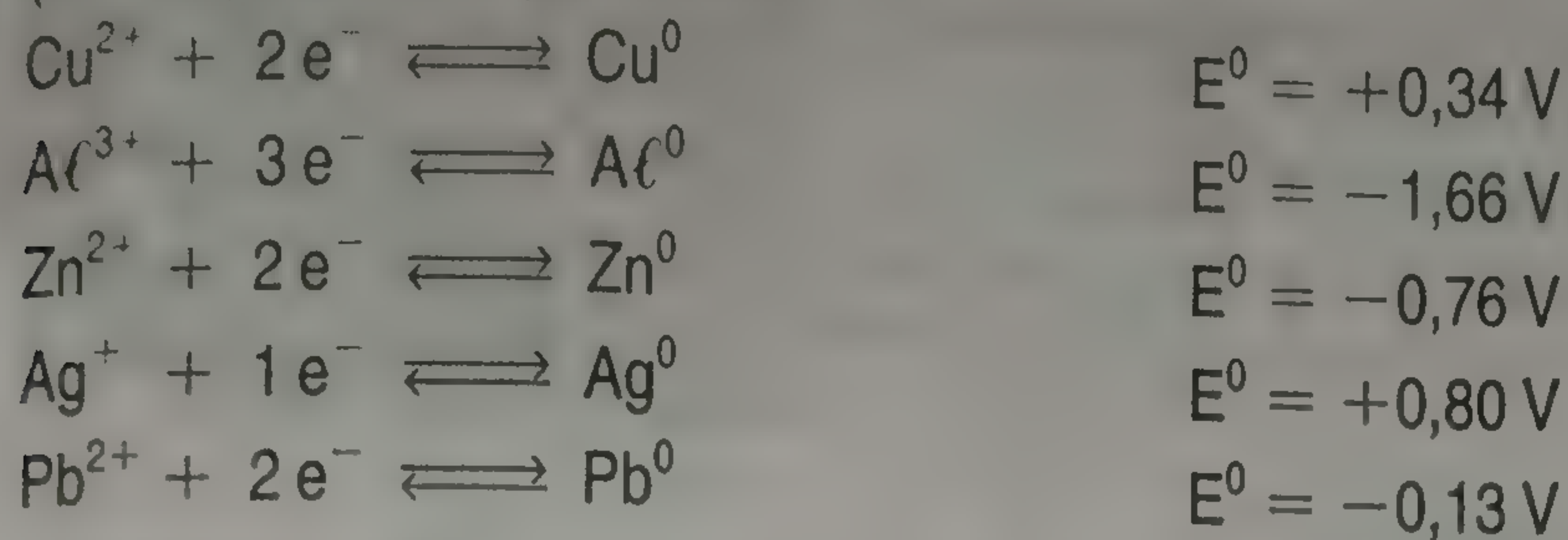
15. (Unicamp-SP) Na pilha de Daniell (veja esquema) ocorre a reação:



Qual das substâncias da lista abaixo, dissolvidas em água, você escolheria para colocar no compartimento B a fim de que a pilha produzisse eletricidade? Justifique.

Lista: HCl , ZnCl_2 , CuSO_4 , H_2SO_4 , Na_2SO_4 , PbSO_4 , ZnSO_4 .

16. (FEI-SP) Dados os potenciais:



represente a pilha que fornece a maior força eletromotriz e dê as reações de oxidação e redução que ocorrem nessa pilha.

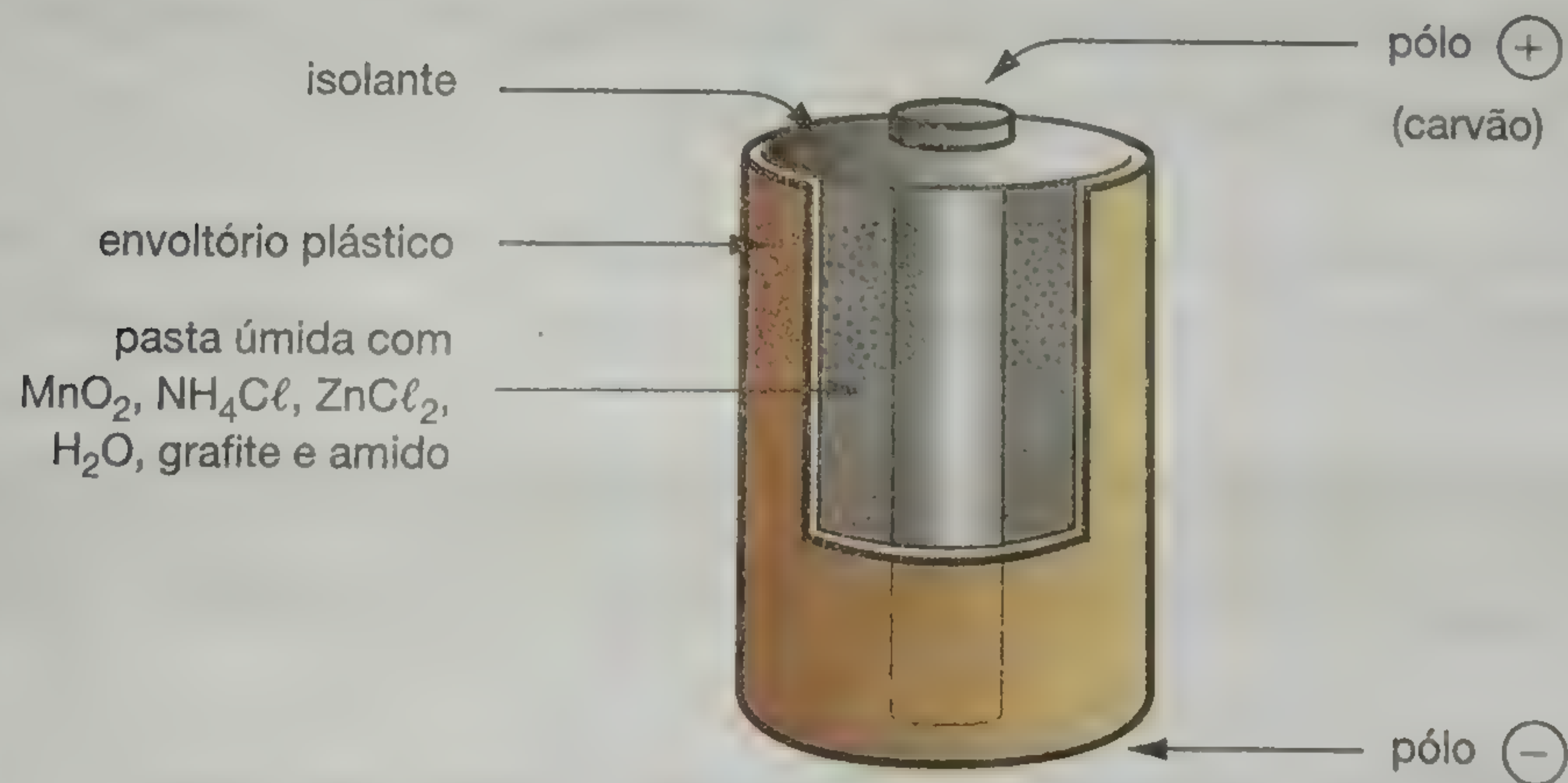
Outros tipos de pilha

Pilha seca (ou de Leclanché)

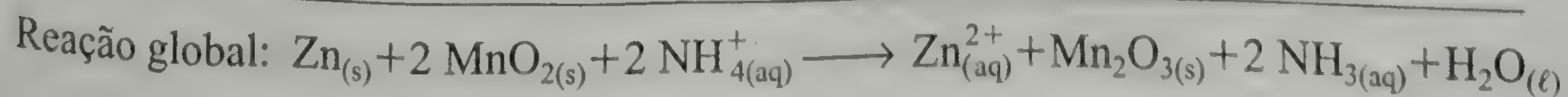
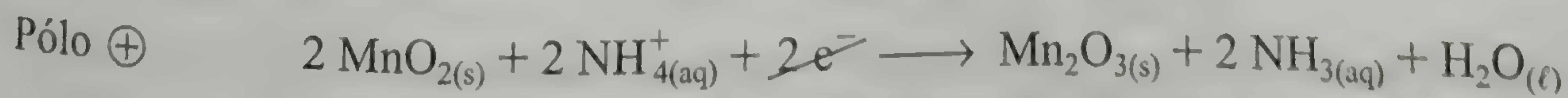
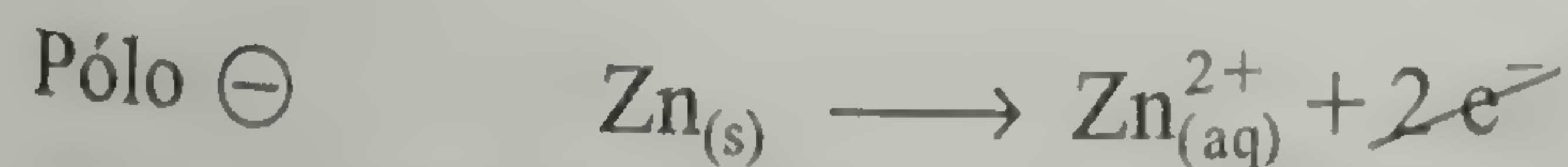
O pólo negativo da pilha é constituído pela capa de zinco que a reveste. O pólo positivo é um bastão de grafite mergulhado numa pasta úmida constituída principalmente por MnO_2 , C , NH_4Cl e ZnCl_2 .

O movimento dos íons no meio pastoso é muito lento, motivo pelo qual a pilha leva certo tempo para se descarregar. Essa pilha não é recarregável.

Na pilha alcalina, a pasta úmida contém substâncias alcalinas como o KOH .



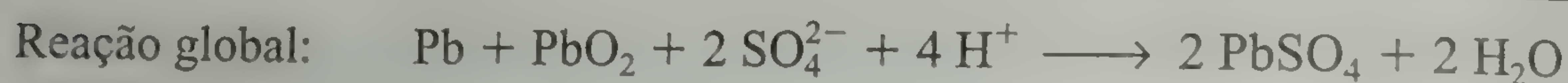
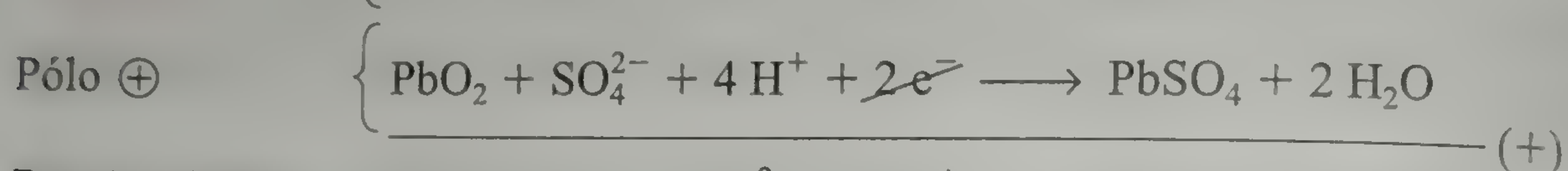
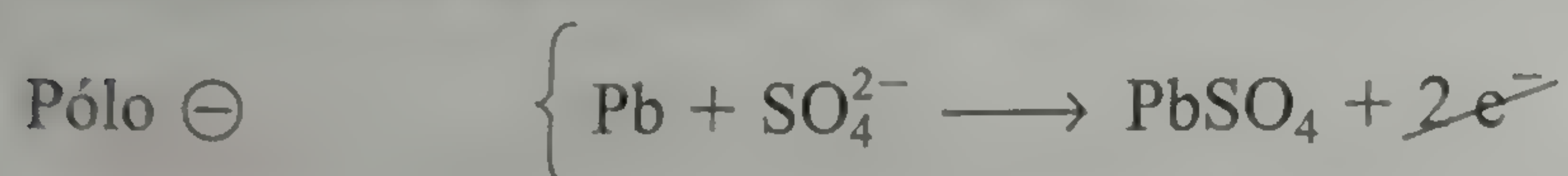
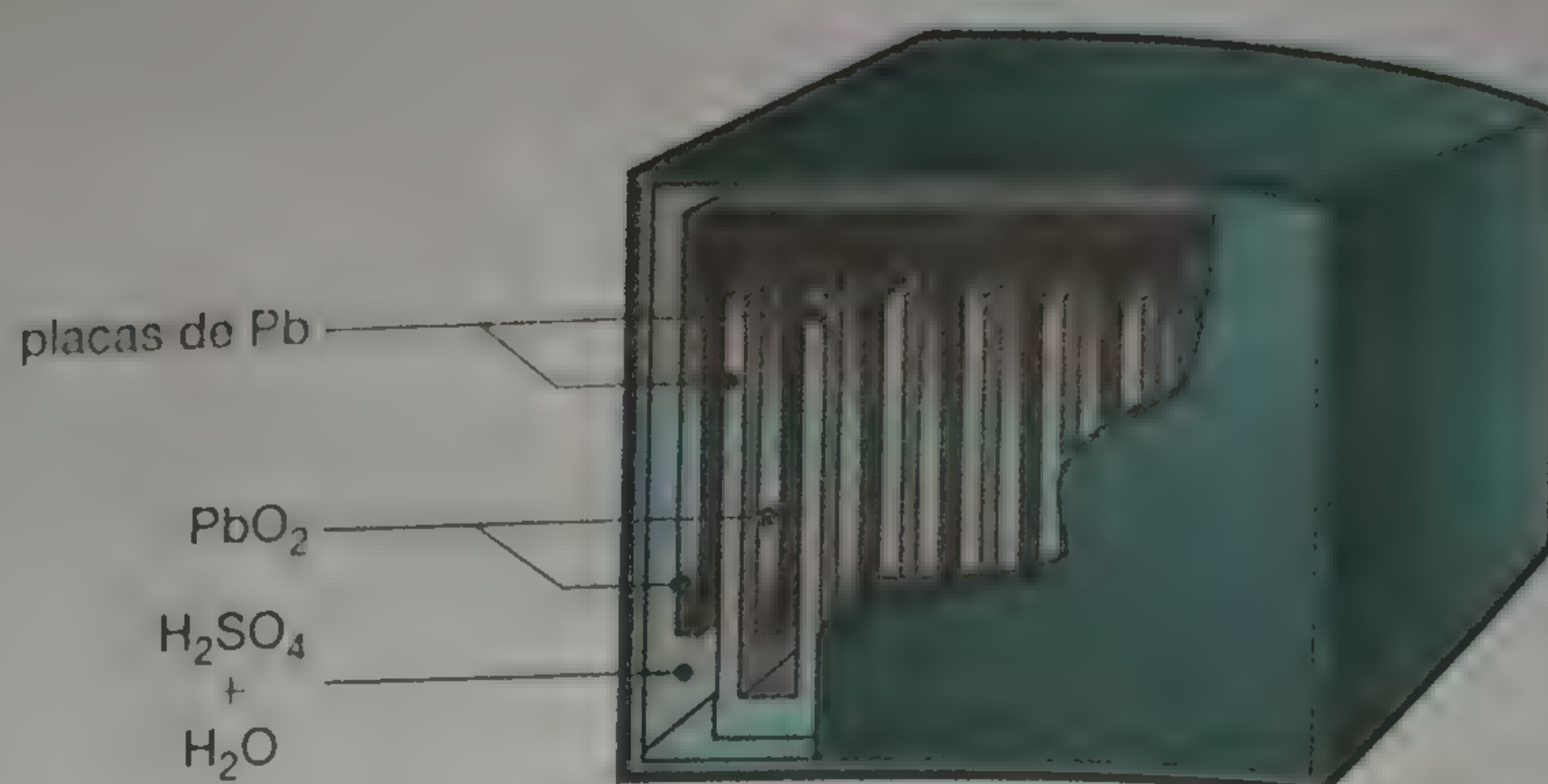
As semi-reações e a reação global na pilha seca são:



Acumuladores (baterias de automóvel)

São associações em série de várias pilhas, cada uma delas fornecendo 2 V. Assim, uma bateria de 6 volts é formada por três elementos e a de 12 volts é formada por seis elementos.

Em cada pilha, o pólo positivo é constituído por uma placa de chumbo envolvida com PbO_2 , e o pólo negativo, por uma placa de chumbo apenas, estando todo o sistema mergulhado numa solução aquosa de ácido sulfúrico. As reações que ocorrem durante o funcionamento da bateria são as seguintes:



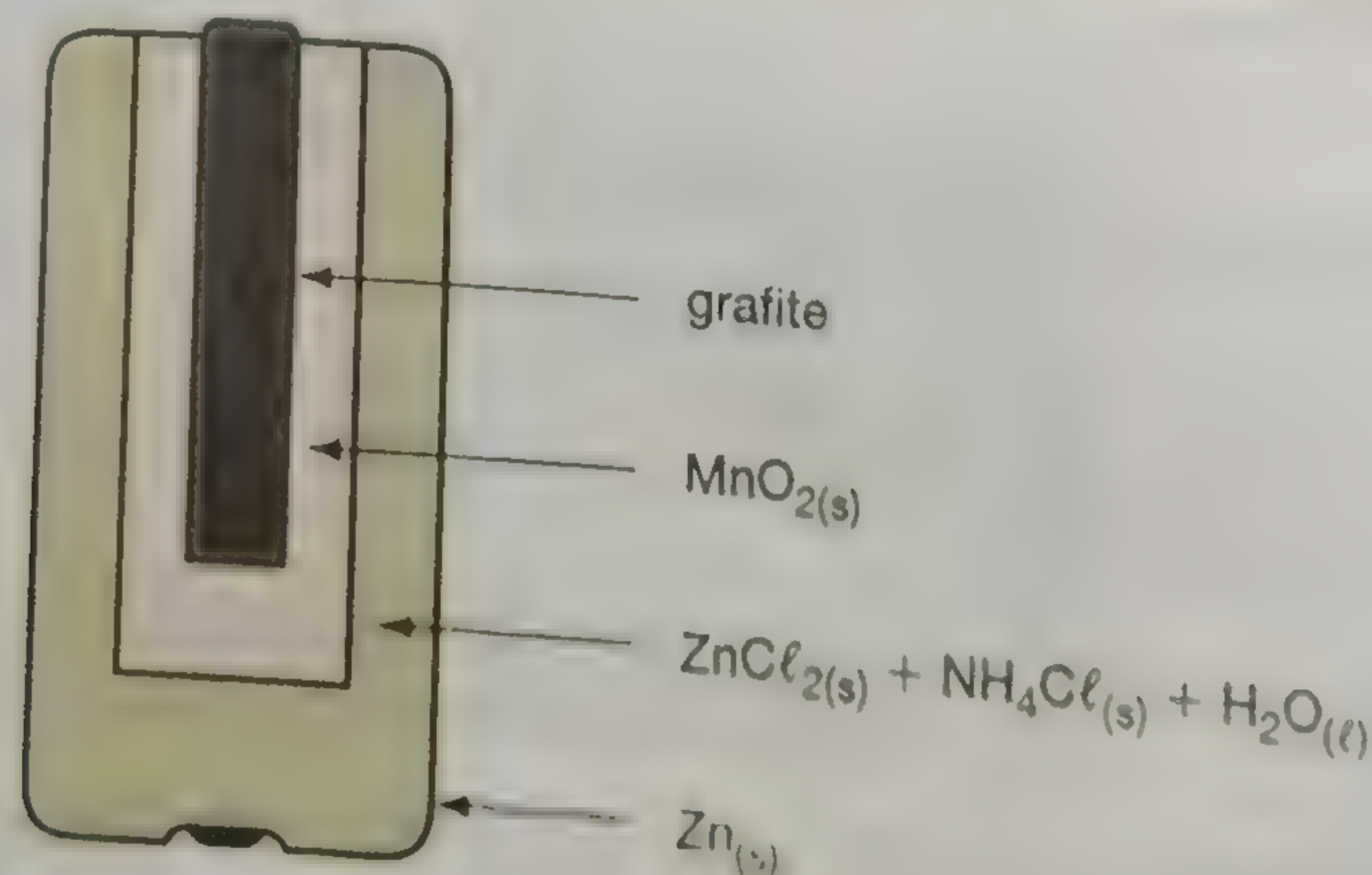
O sulfato de chumbo, formado no cátodo e no ânodo, é pouco solúvel em água, ficando depositado nos eletrodos.

Num automóvel, a energia elétrica usada pelo motor em movimento é fornecida pelo dínamo. A corrente gerada percorre a bateria em sentido oposto ao de seu funcionamento, invertendo a reação de oxirredução com dissolução do sulfato de chumbo depositado; é o que chamamos de “carregar a bateria”. Apesar disso, ela tem um tempo útil de funcionamento, pois nem todo sulfato dissolve-se, podendo recobrir totalmente os eletrodos, impedindo o funcionamento da bateria.

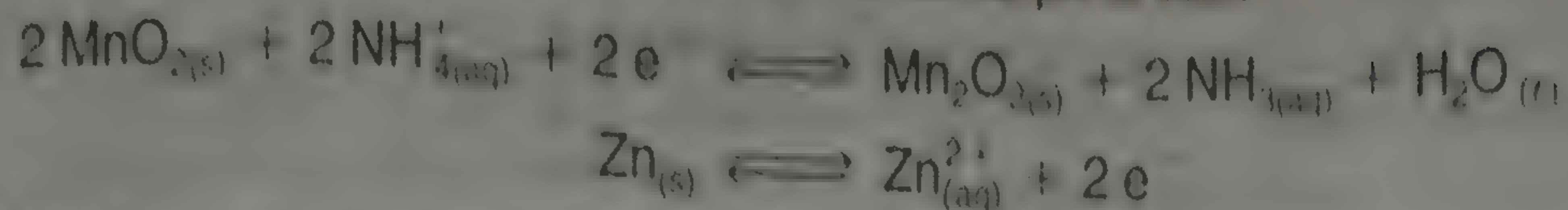
306

EXERCÍCIOS

17. (Unicamp-SP) O desenho representa o corte de uma pilha de manganês.



As reações que ocorrem durante o funcionamento da pilha são:



a) Qual é o agente oxidante nessa reação?

b) Cite uma substância cuja quantidade diminui e uma cuja quantidade aumenta quando a pilha está funcionando.

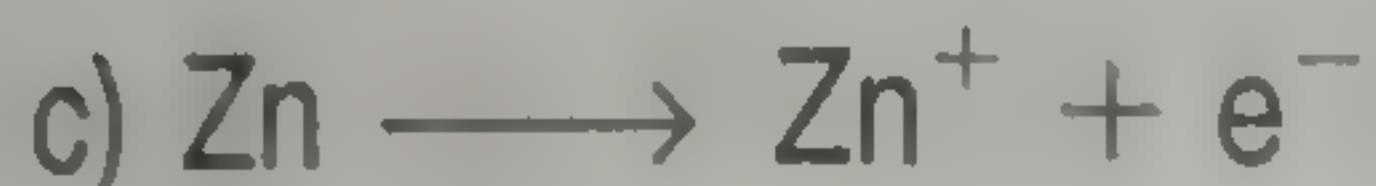
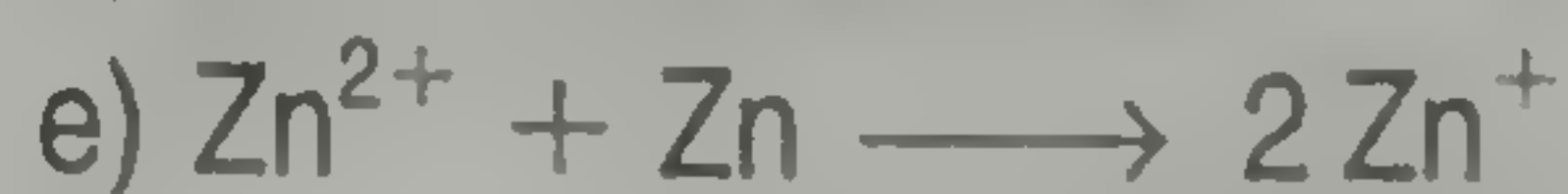
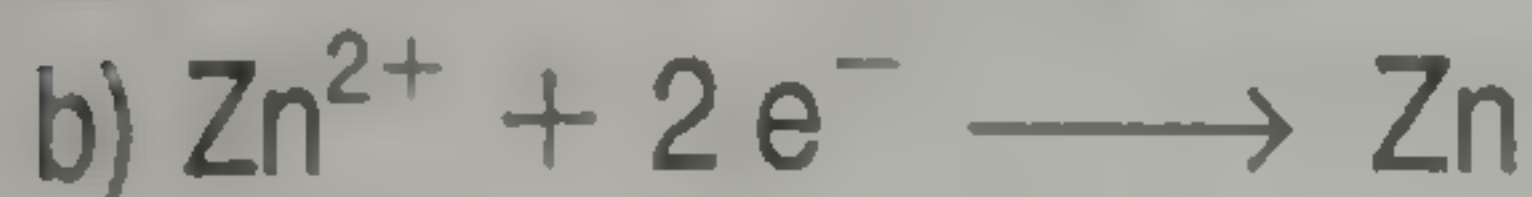
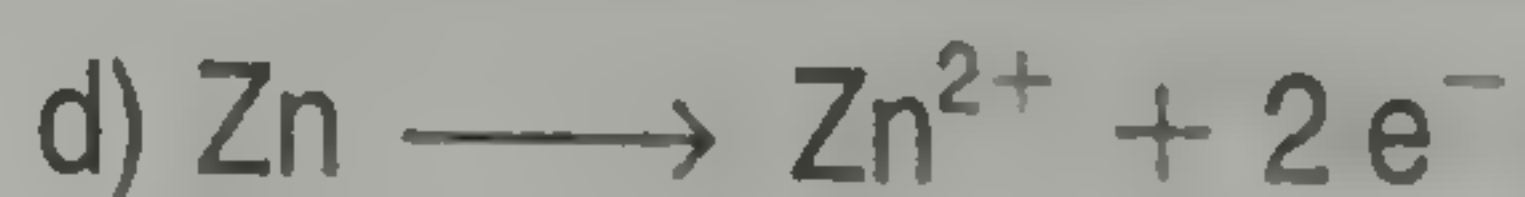
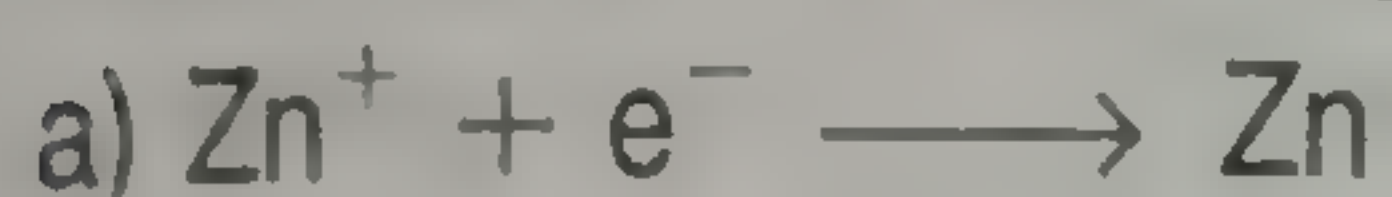
18. (FEI-SP) A pilha alcalina é constituída de uma barra de manganês metálico eletroliticamente puro imerso numa pasta de hidróxido de zinco. Dela são conhecidos os respectivos potenciais padrão de redução:



a) Qual a ddp da pilha?

b) Qual a equação global que nela ocorre?

19. (Fuvest-SP) Em uma pilha do tipo comumente encontrado em supermercados, o pólo negativo é constituído pelo revestimento externo de zinco. A semi-reação que permite ao zinco funcionar como pólo negativo é:



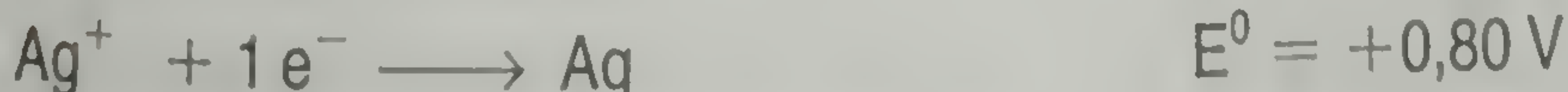
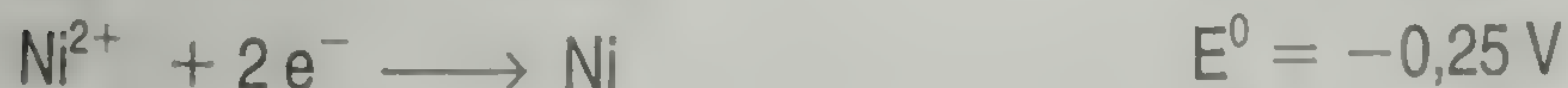
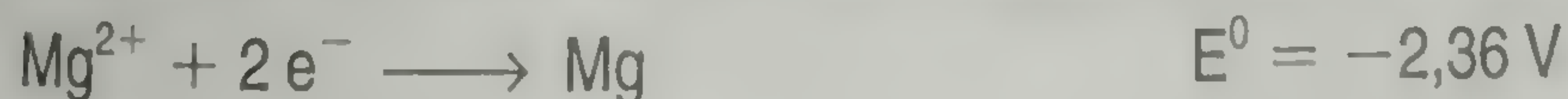
20. (Vunesp-SP) A bateria de chumbo usada em automóvel é constituída de um conjunto de pilhas com os eletrodos imersos em solução de ácido sulfúrico. As semi-reações e os potenciais padrão de redução a 25 °C são:



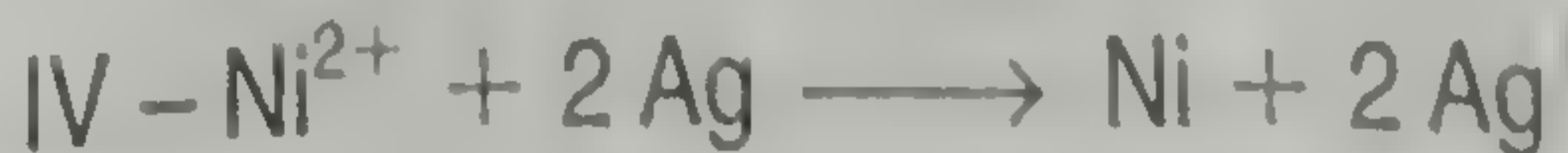
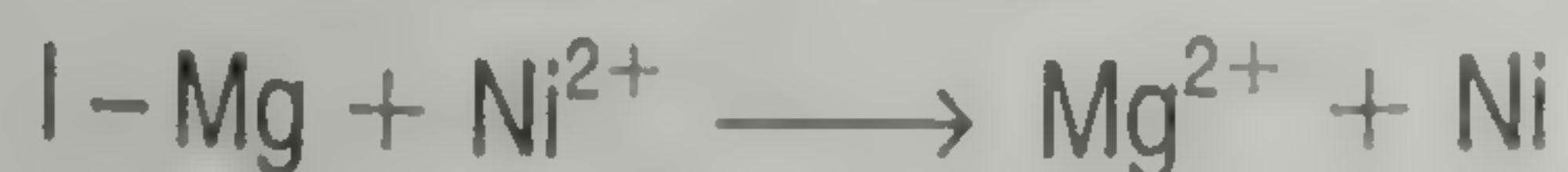
a) Escreva a equação da reação global e calcule o potencial padrão da pilha.

b) Indique os números de oxidação do chumbo e do enxofre nas substâncias da pilha.

21. (UFU-MG) São dadas as seguintes semi-reações com respectivos potenciais de eletrodo:



Considere agora as seguintes reações:



A análise dessas equações nos permite concluir que:

a) I, II, III e IV são espontâneas.

d) somente I e II são espontâneas.

b) somente I, II e III são espontâneas.

e) somente II e III são espontâneas.

c) somente III e IV são espontâneas.

22. (Unip-SP) Objetos de ferro ou aço podem ser protegidos da corrosão de vários modos:

- I – cobrindo a superfície com uma camada protetora.
- II – colocando o objeto em contato com um metal mais ativo, como o zinco.
- III – colocando o objeto em contato com um metal menos ativo, como o cobre.

São corretos:

- a) apenas I
- b) apenas II
- c) apenas III
- d) apenas I e II
- e) apenas I e III

23. O metal mais redutor é:

- a) Mg
- b) Al
- c) Zn
- d) Pb
- e) Cu

24. (PUC-SP) Na célula eletroquímica $Al^0 / Al^{3+} // Fe^{3+} / Fe^0$ podemos afirmar que:

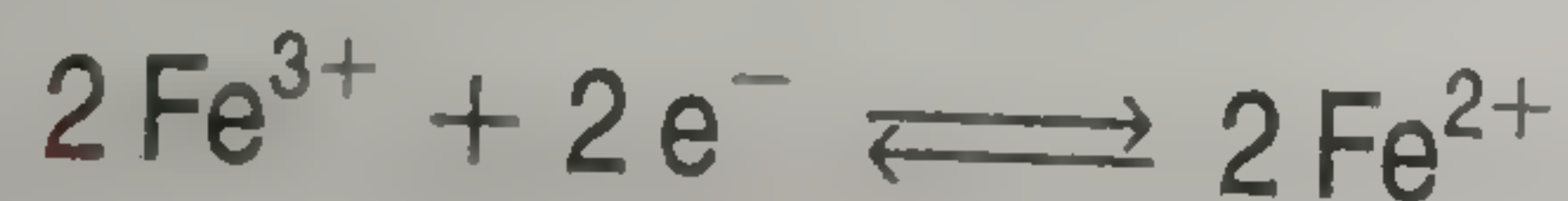
- a) o alumínio sofre redução.
- b) o ferro é ânodo.
- c) os elétrons fluem pelo circuito externo no sentido do alumínio para o ferro.
- d) há desgaste do eletrodo de ferro.
- e) a solução do Al^{3+} se dilui.

25. Quando se ligam os eletrodos níquel e prata por meio de um fio condutor, pode-se afirmar que:

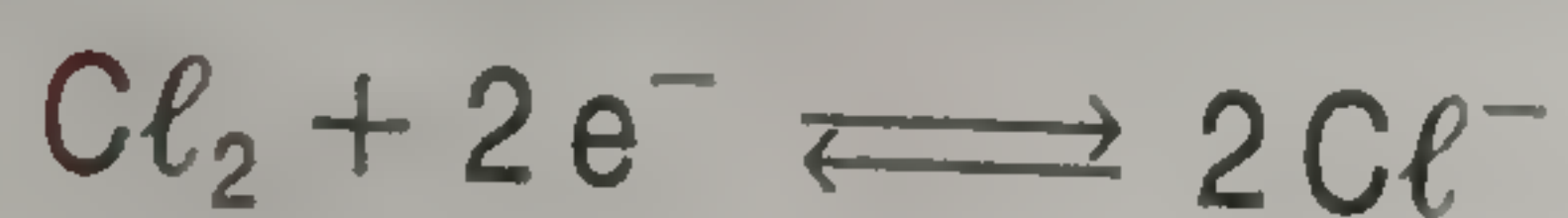
- a) a lâmina de prata diminui de massa.
- b) a lâmina de níquel aumenta de massa.
- c) a lâmina de prata aumenta de massa.
- d) os elétrons fluem, dentro da pilha, no sentido do eletrodo de Ni para o eletrodo de Ag.
- e) os elétrons fluem, fora da pilha, pelo fio condutor, no sentido do eletrodo de prata para o eletrodo de Ni.

308

26. Dadas as semi-reações:



$$E^0 = +0,77 V$$



$$E^0 = +1,36 V$$

calcule o potencial para a reação $2 Fe^{2+} + Cl_2 \longrightarrow 2 Fe^{3+} + 2 Cl^-$, verificando se ela é espontânea ou não.

- a) -0,59 volt e a reação não é espontânea.
- b) 0,59 volt e a reação não é espontânea.
- c) 0,59 volt e a reação é espontânea.
- d) -2,13 volts e a reação não é espontânea.
- e) 2,13 volts e a reação é espontânea.

27. Uma pilha constituída por uma lâmina de zinco, mergulhada em uma solução aquosa 0,1 mol/L de $ZnSO_4$, e por uma lâmina de prata, mergulhada em uma solução aquosa 0,1 mol/L de $AgNO_3$, apresenta uma diferença de potencial de 1,562 V. Sabendo-se que o potencial normal de zinco é igual a -0,763 V, o potencial de redução da prata é:

- a) 2,325 V
b) -0,799 V

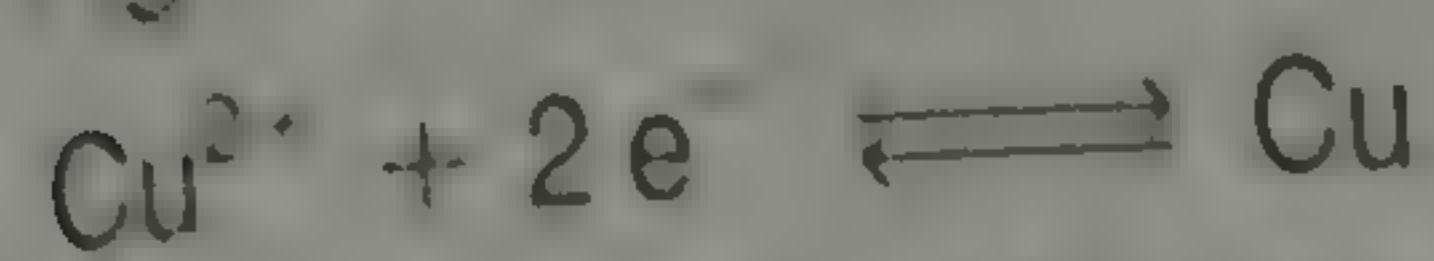
- c) 1,192 V
d) 0,799 V

- e) -1,192 V

28. Sabendo-se que:



$$E^0 = +0,80 \text{ V}$$

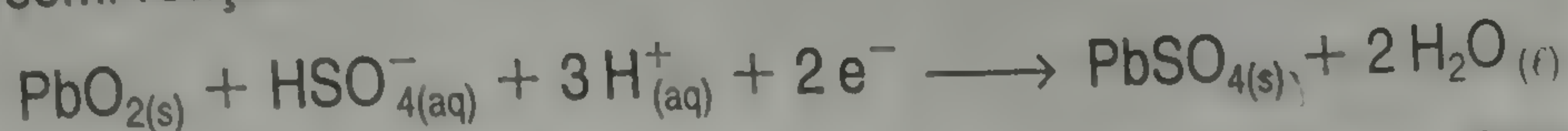


$$E^0 = +0,34 \text{ V}$$

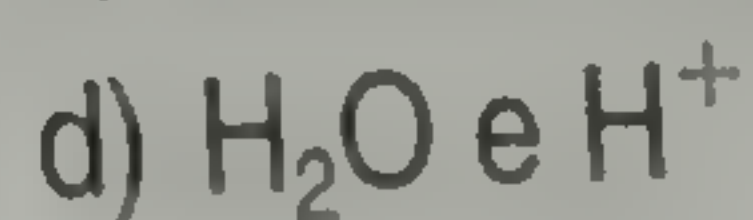
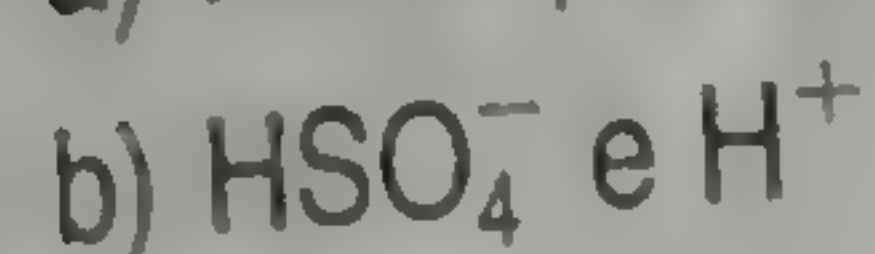
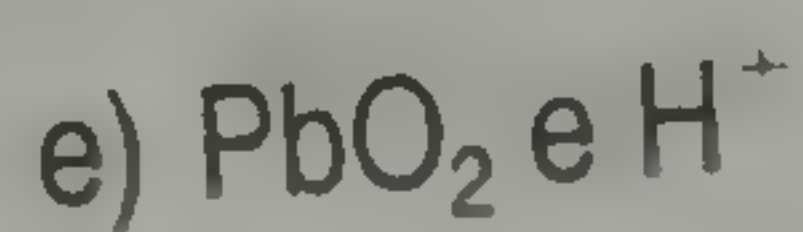
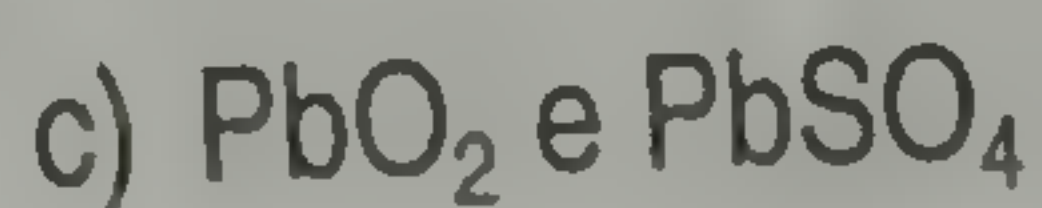
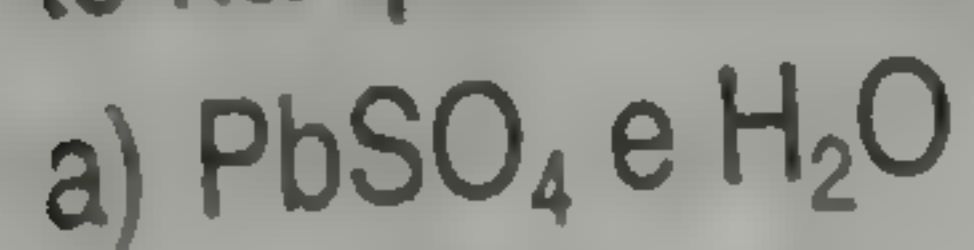
qual o valor de ΔE^0 para a célula representada pela equação:



29. (PUCCAMP-SP) Uma das reações que ocorre nas baterias de chumbo pode ser representada pela semi-reação:



De acordo com a equação dada, à medida que a bateria se descarrega, observa-se aumento na quantidade de:



30. (Fuvest-SP) Uma liga metálica, ao ser mergulhada em ácido clorídrico, pode permanecer inalterada, sofrer dissolução parcial ou dissolução total. Qual das situações acima será observada com a liga de cobre e zinco (latão)? Justifique utilizando as informações da tabela abaixo:

SEMI-REAÇÃO	E^0 (VOLT)
$\text{Cl}_2 + 2e^- \longrightarrow 2\text{Cl}^-$	+1,36
$\text{Cu}^{2+} + 2e^- \longrightarrow \text{Cu}$	+0,34
$2\text{H}^+ + 2e^- \longrightarrow \text{H}_2$	0,00
$\text{Zn}^{2+} + 2e^- \longrightarrow \text{Zn}$	-0,76

309

31. (FEI-SP) Dados os seguintes potenciais de redução padrão, a 25 °C, em volts:



Relativamente às afirmações abaixo:

I - Não se pode armazenar solução de CuSO_4 em recipiente de ferro.

II - Não se pode usar agitador de níquel para uma solução de HgCl_2 .

III - Tubulações de alumínio são passíveis de corrosão em presença de sais de Cu^{2+} .

IV - Na folha-de-flandres se ocorrer risco na cobertura de estanho expondo o ferro, as condições de corrosão deste último se agravam.

São corretas:

a) I, II, III e IV

b) apenas I e II

c) apenas II e III

d) apenas I, III e IV

e) apenas II e IV



310

A eletrólise em dois extremos: o relógio banhado a ouro por douração sendo ajustado por uma chave de fenda cromada.

22

*Energia
elétrica nas
reações
químicas:
eletrólise*

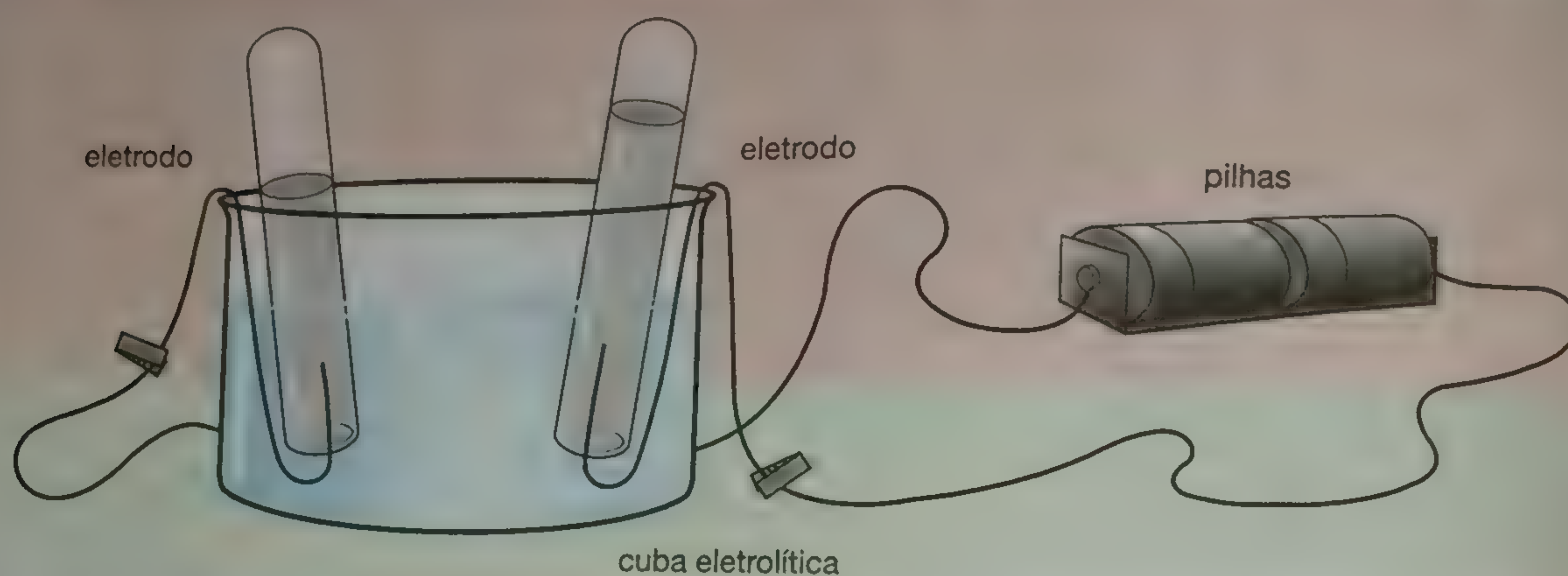
As reações de decomposição ocorrem com absorção de energia, que pode ser de vários tipos. A decomposição chamada pirólise utiliza a energia térmica, a fotólise utiliza a energia luminosa e a eletrólise, a energia elétrica.

Na eletrólise utiliza-se a corrente contínua obtida em um gerador. É empregada para obtenção de substâncias como: gás hidrogênio, gás cloro, hidróxido de sódio e metais, como o sódio, o alumínio, o magnésio e o cobre de alta pureza.

Na deposição de uma camada de metal sobre um objeto metálico, utiliza também a eletrólise e o processo recebe o nome de galvanoplastia. Dependendo do metal que está sendo depositado, tem-se um tipo diferente de eletrodeposição: niquelagem (depósito de níquel), cromagem (depósito de cromo), estanhagem (depósito de estanho), douração (depósito de ouro). A galvanoplastia tem a finalidade, muitas vezes, de proteger o metal a ser revestido da ação oxidativa do meio ambiente e dar-lhe um aspecto decorativo.

Eletrólise

Eletrólise é a reação de decomposição *não-espontânea* de uma substância, que ocorre sempre que um eletrólito é submetido à passagem de corrente elétrica proveniente de um gerador. As condições necessárias para que ocorra a eletrólise são: presença de eletrólito em meio líquido e energia elétrica. As reações de eletrólise podem ser realizadas nas cubas eletrolíticas contendo eletrodos inertes de platina ou de grafite.



Para o pólo positivo (ânodo), migram os ânions que se oxidam (*semi-reação anódica*).

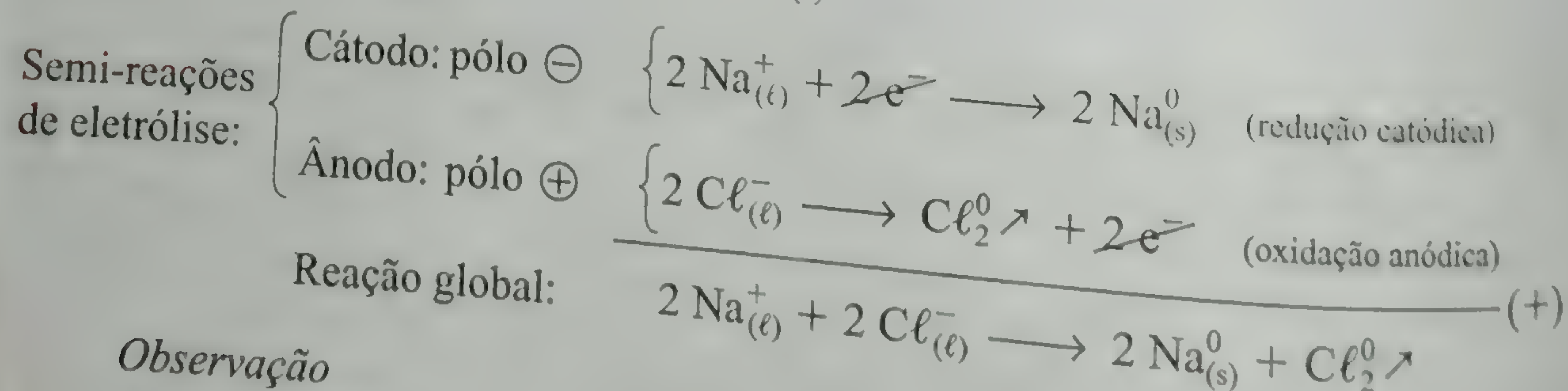
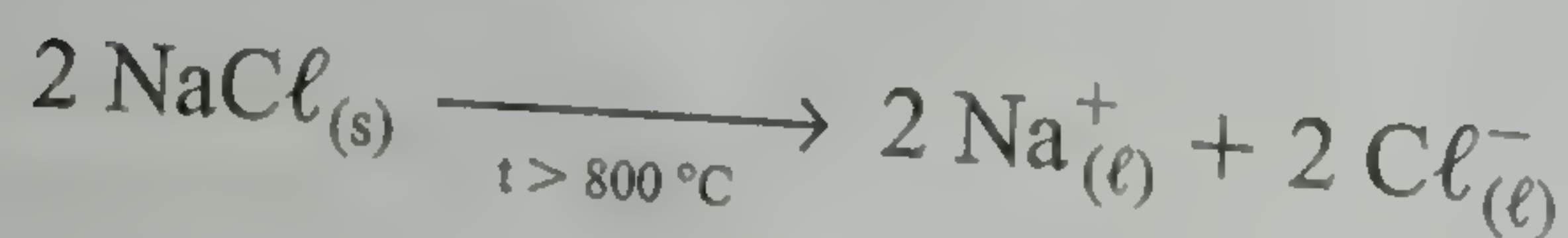
Para o pólo negativo (cátodo), migram os cátions que se reduzem (*semi-reação catódica*).

Eletrólise ígnea

São as reações de eletrólise que ocorrem quando o eletrólito se encontra no estado fundido. De modo geral, essa eletrólise ocorre com sais e bases.

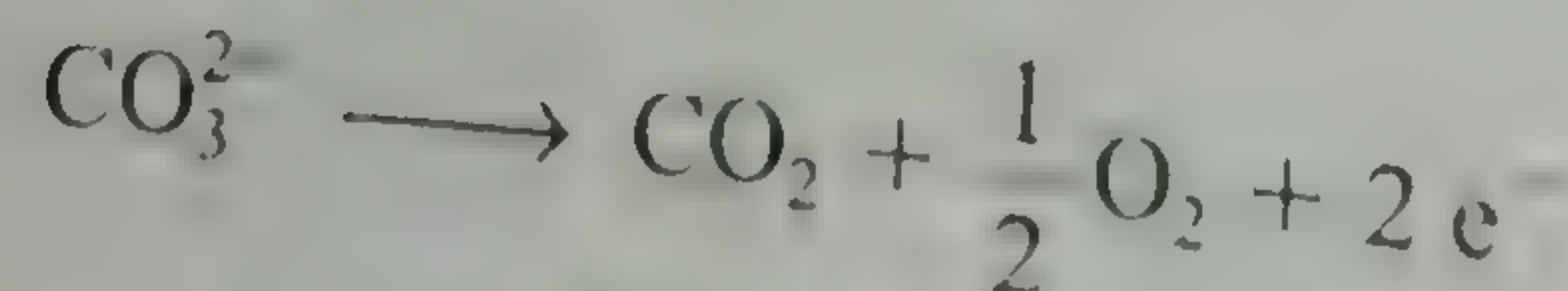
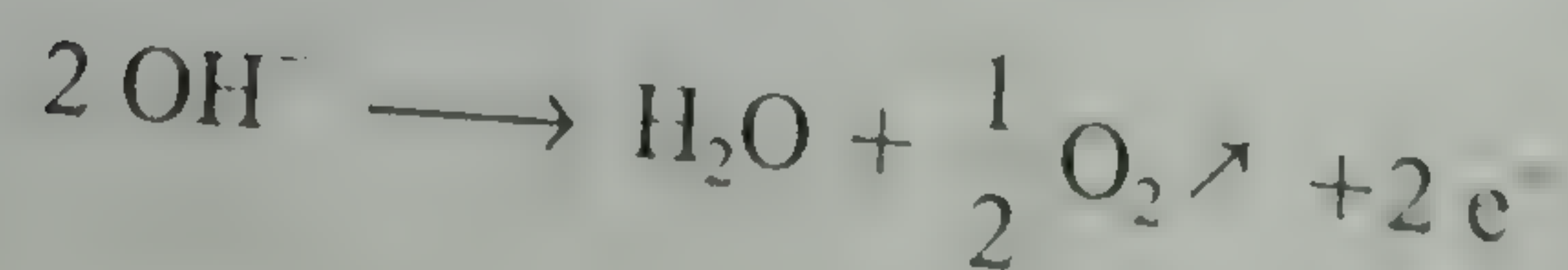
Exemplo:

Eletrólise ígnea do NaCl .



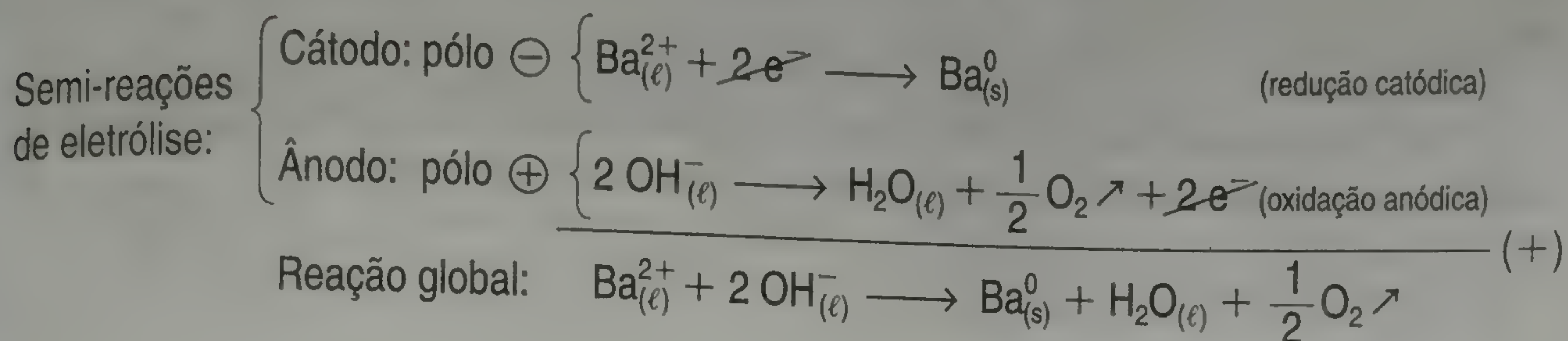
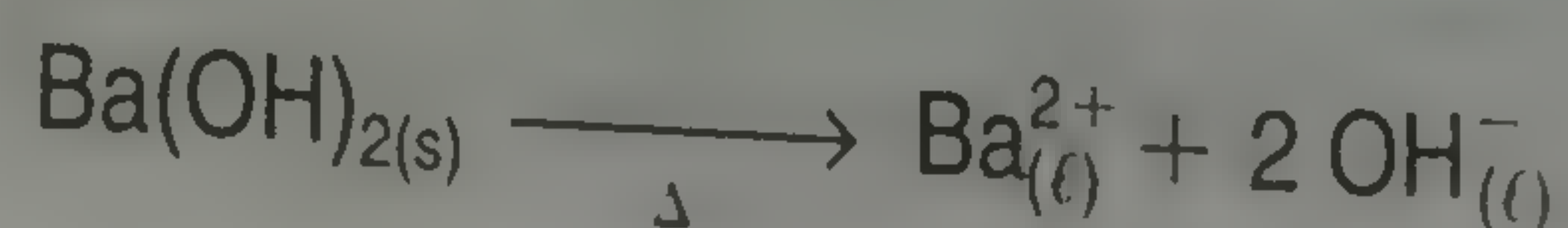
Observação

Na eletrólise ígnea dos íons abaixo, têm-se as seguintes oxidações anódicas:



EXERCÍCIO RESOLVIDO

Escrever as equações correspondentes à eletrólise ígnea do hidróxido de bário — $\text{Ba}(\text{OH})_2$:



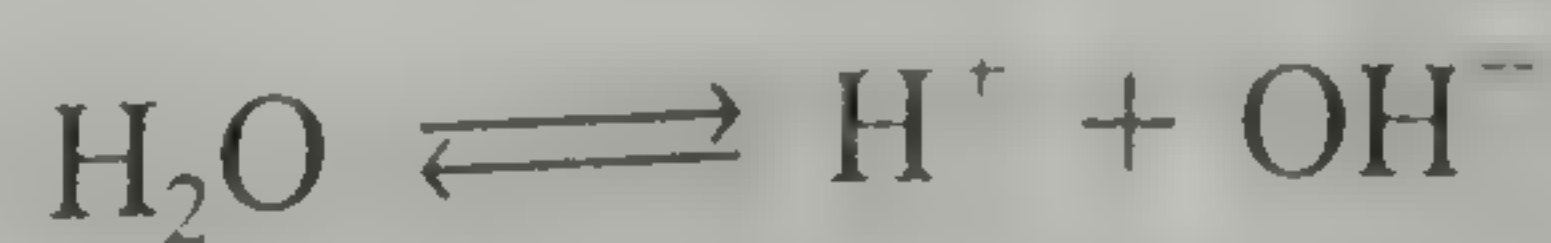
EXERCÍCIOS

- O que é eletrólise ígnea? Explique por que esta eletrólise pode ocorrer com sais e bases.
- Escreva as semi-reações de eletrólise ígnea de:
 - hidróxido de sódio;
 - cloreto de alumínio;
 - carbonato de potássio.
- Indique os produtos formados na eletrólise ígnea de:
 - cloreto de zinco;
 - hidróxido de alumínio.
- Na eletrólise ígnea de qualquer hidróxido obtém-se:
 - deposição do metal no ânodo.
 - liberação de oxigênio no ânodo.
 - formação de hidrogênio no cátodo.
 - liberação de hidrogênio no ânodo.
 - liberação de oxigênio no cátodo.

313

Eletrólise em solução aquosa

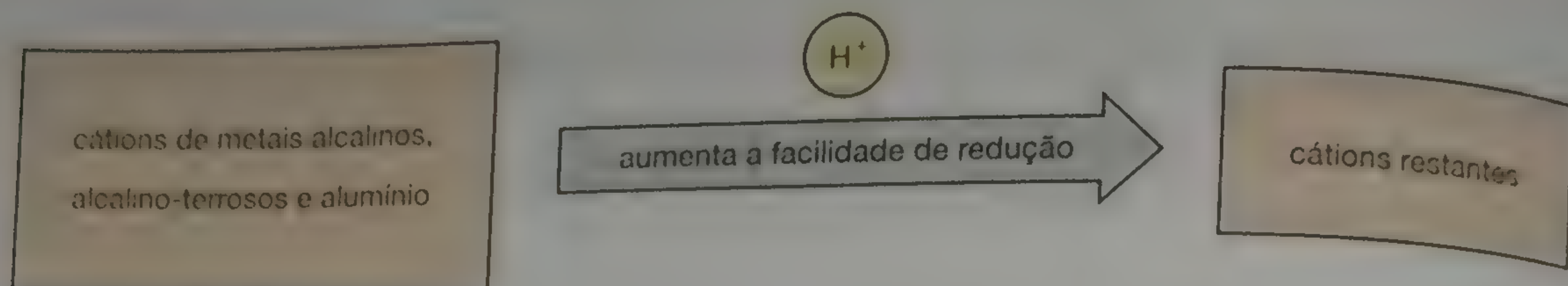
São reações de eletrólise que ocorrem quando o eletrólito encontra-se dissolvido em água. Junto com seus íons, encontram-se H^+ e OH^- provenientes da auto-ionização da água.



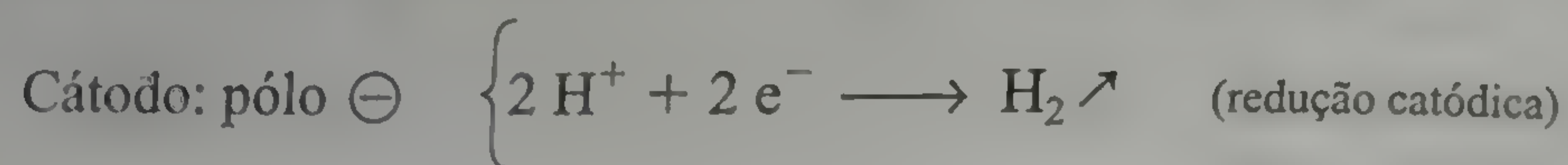
Fazendo-se passar a corrente elétrica na solução, haverá, durante a eletrólise, uma competição entre os íons presentes.

Observam-se as seguintes tendências:

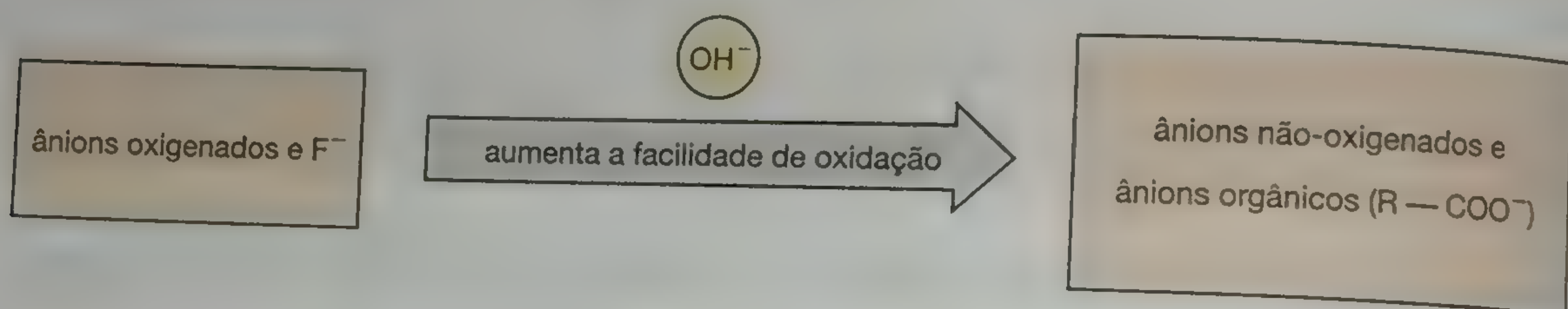
- no cátodo:



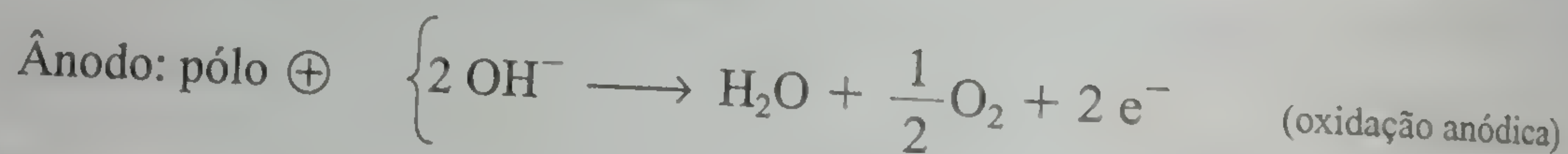
Isso mostra que os cátions de metais alcalinos, alcalino-terrosos e alumínio permanecem em solução havendo reação do H^+ proveniente da água:



- no ânodo:

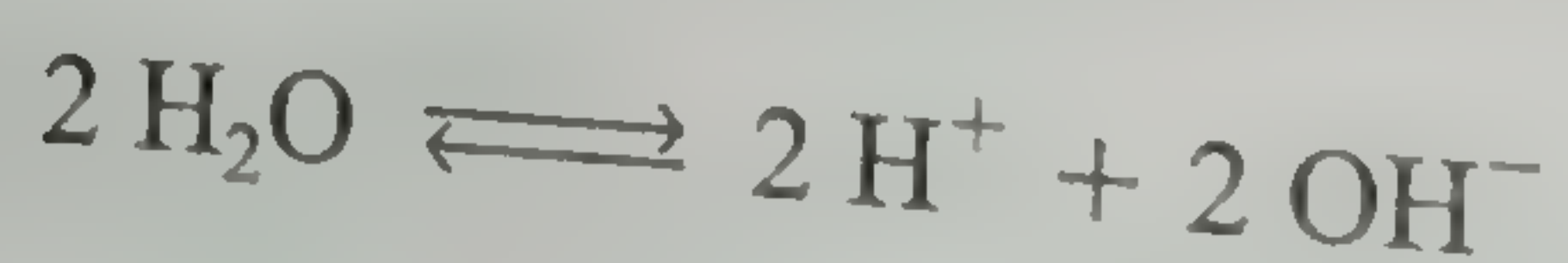
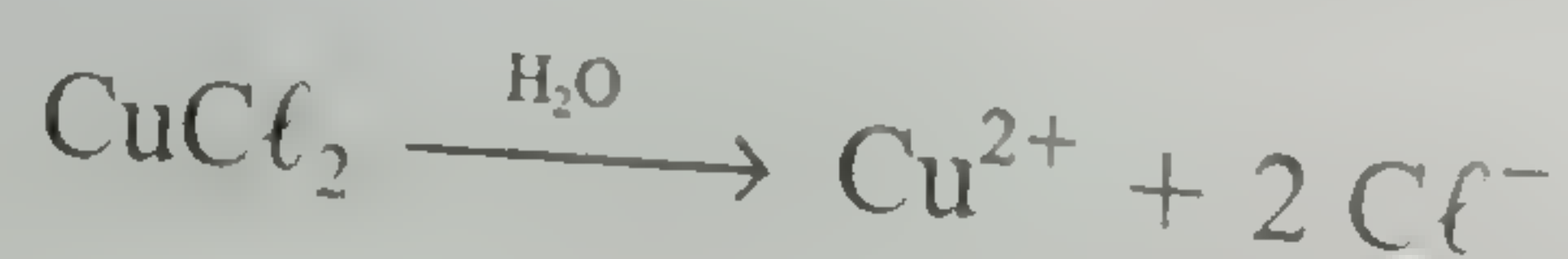


Conclui-se que os ânions oxigenados ou o F^- permanecem em solução havendo reação dos íons OH^- provenientes da água:

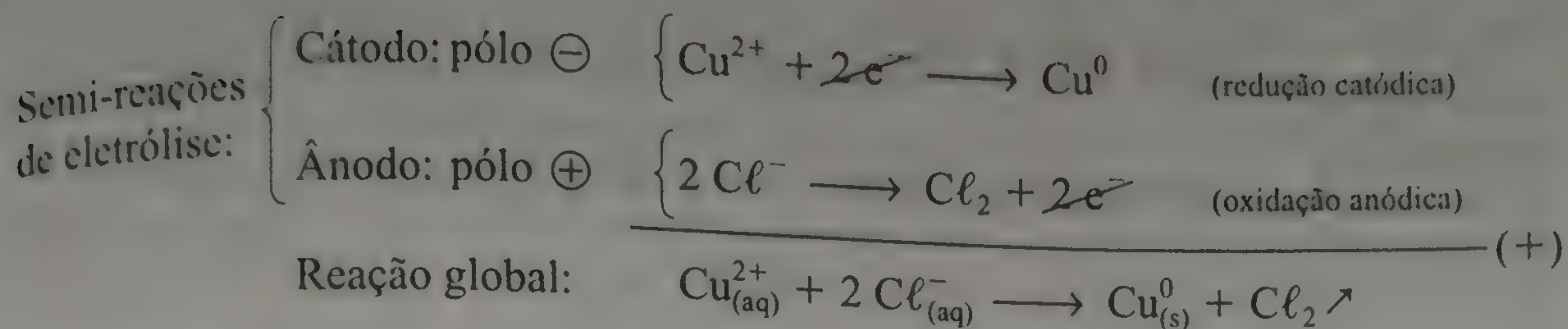


Exemplos:

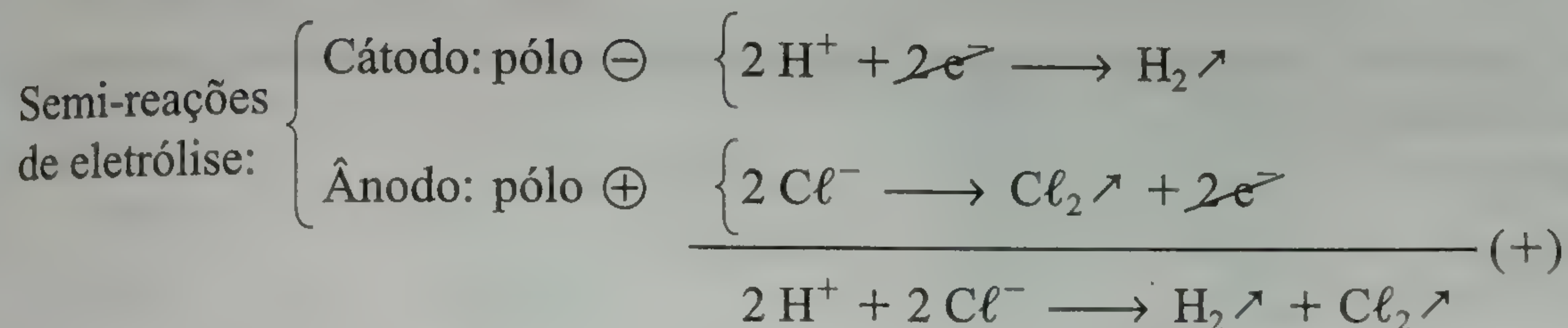
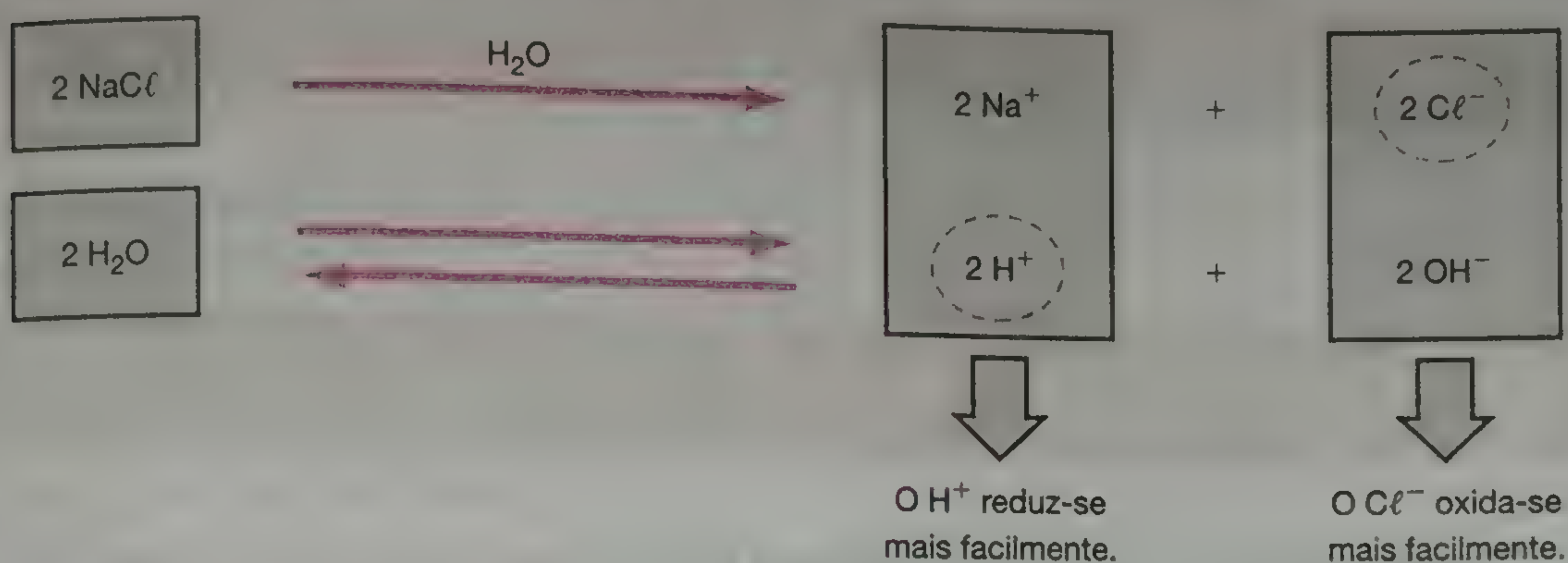
Eletrólise da solução aquosa de $CuCl_2$. Em solução aquosa, ocorrem as dissociações:



COMPETIÇÃO DE ÍONS		
	Cátodo	Ânodo
Íons eletrolisados mais facilmente	Cu^{2+}	$2 Cl^-$
Íons eletrolisados mais dificilmente	$2 H^+$	$2 OH^-$



Na eletrólise da solução aquosa do NaCl ocorre:



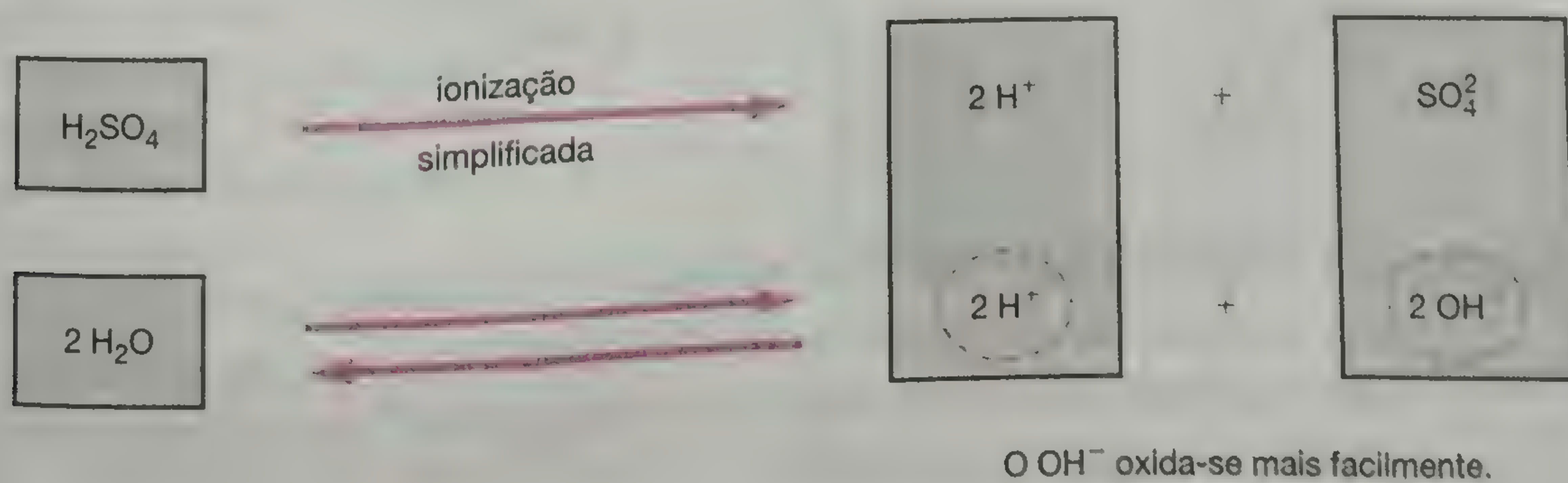
Portanto, as substâncias que participam da eletrólise são a água, por meio do H^+ , e o NaCl, por meio do Cl^- . Terminada a eletrólise, os íons Na^+ permanecem em solução juntamente com os íons OH^- . Isso significa que a solução se torna *básica*.

315

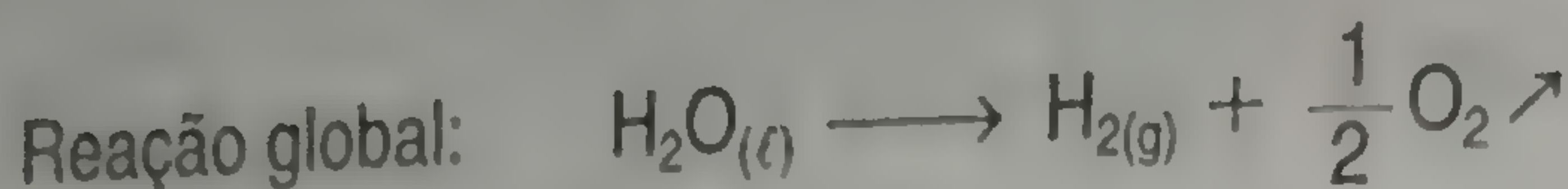
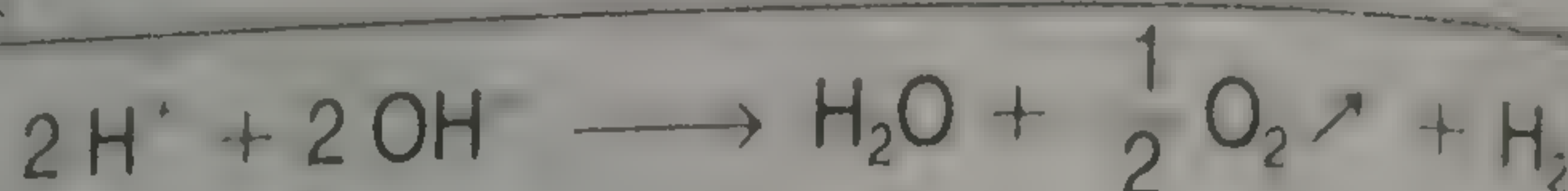
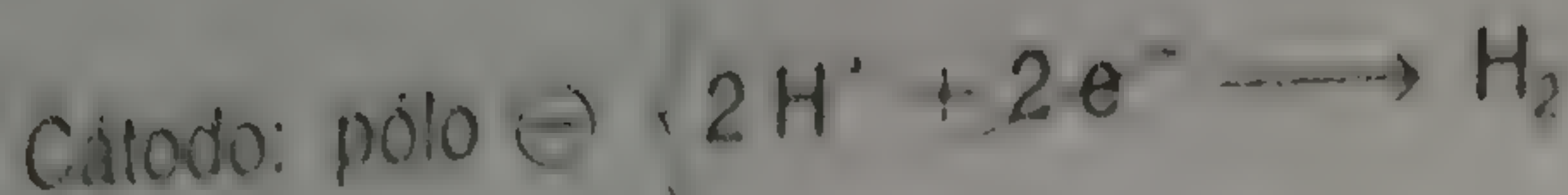
EXERCÍCIO RESOLVIDO

Escrever as equações de eletrólise da solução de ácido sulfúrico H_2SO_4 .

Resolução



Semi-reações de eletrólise:



Isso significa que a substância decomposta é a água e que a solução se torna cada vez mais concentrada em ácido sulfúrico.

EXERCÍCIOS

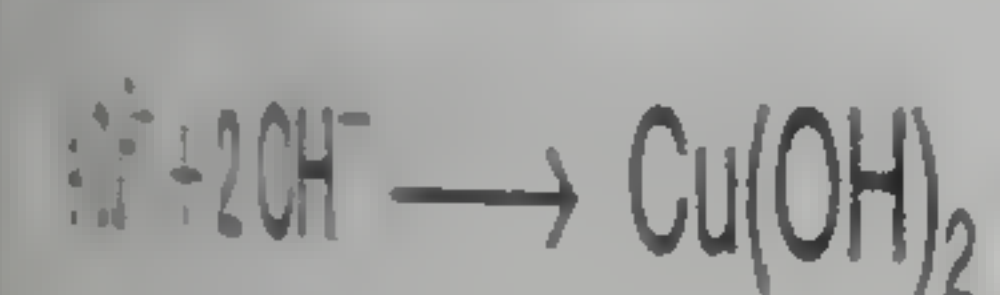
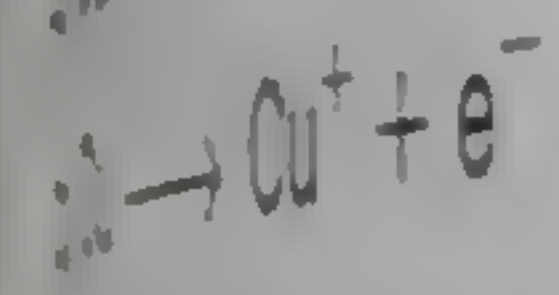
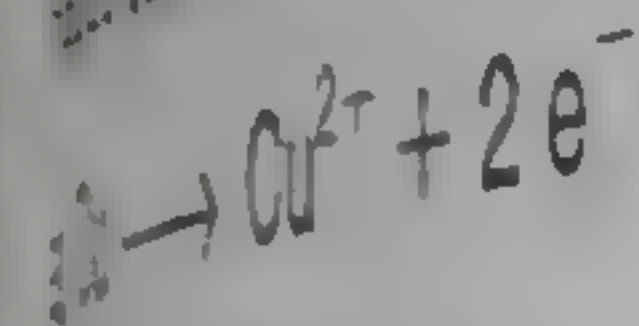
- Compare os processos que ocorrem numa pilha com os que ocorrem na eletrólise.
- Na eletrólise de uma solução diluída de ácido sulfúrico, a semi-reação de redução ocorre com íons do tipo:
 - SO_4^{2-}
 - H^+
 - OH^-
 - H^+ e OH^-
 - n.d.a.
- (FUCMT) A eletrólise de uma solução aquosa de ácido clorídrico (HCl) é uma reação de e os produtos formados são
 - decomposição; H_2 e Cl_2 .
 - deslocamento; H_2 e O_2 .
 - síntese; H_2 e Cl_2 .
 - análise; H_2O e Cl_2 .
 - dupla troca; H_2O e Cl_2 .
- (ESAM-RN) Uma das formas de obter as substâncias hidrogênio e oxigênio pode ser através da eletrólise da água à qual se adiciona:
 - HBr
 - HCl
 - NaCl
 - H_2SO_4
 - CuSO_4
- Escreva as reações de eletrólise em solução aquosa de:
 - HCl
 - H_3PO_4
 - NaOH
 - CuSO_4
 - AlCl_3
 - NiBr_2

Algumas utilizações da eletrólise

- Galvanoplastia:** é o processo de deposição de certos metais na superfície de objetos metálicos com o objetivo de protegê-los. Exemplos: niquelagem, pratação, cromagem e zincagem.

Moedas feitas de cobre oxidam-se rapidamente pela ação do oxigênio. Para "limpar" essas moedas pode-se utilizar a seguinte reação esquematizada:

Quando o circuito, a semi-reação que ocorre na moeda é:



Um importante ramo da química é a eletroquímica. Cite quatro importantes equações químicas corretas.

A eletrodeposição pode ser utilizada para melhorar as propriedades de uma superfície metálica. A cromagem, utilizada pela indústria de automóveis, é realizada através de um esquema ao lado. Nesse processo, pode-se afirmar que:

Quando a corrente de elétrons flui, o esquema é do eletrodo de sacrifício. Nesse caso, o zinco é oxidado e o níquel ocorre no cátodo. A reação de redução do níquel é:

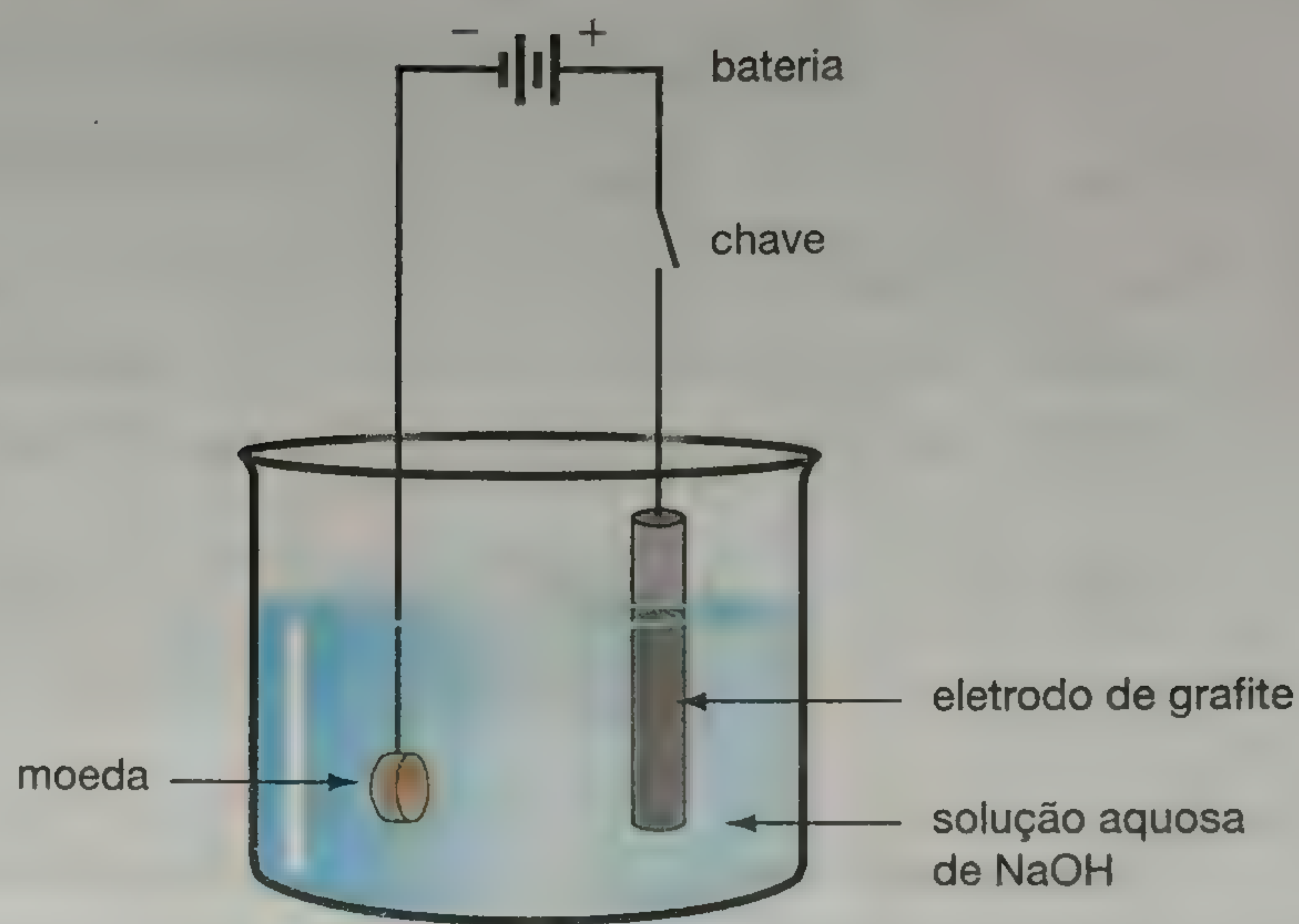
- *Anodização de alumínio*: é o recobrimento de uma peça de alumínio por uma camada protetora de óxido de alumínio.
- *Obtenção de metais de alto grau de pureza*: é o caso do cobre e do alumínio.
- *Obtenção de substâncias de interesse industrial*: como o hidróxido de sódio e o cloro.

EXERCÍCIOS

10. (Fuvest-SP) Moedas feitas com ligas de cobre oxidam-se parcialmente pela ação do ambiente. Para "limpar" essas moedas, pode-se utilizar o arranjo esquematizado abaixo.

Ao se fechar o circuito, a semi-reação que ocorre na moeda é:

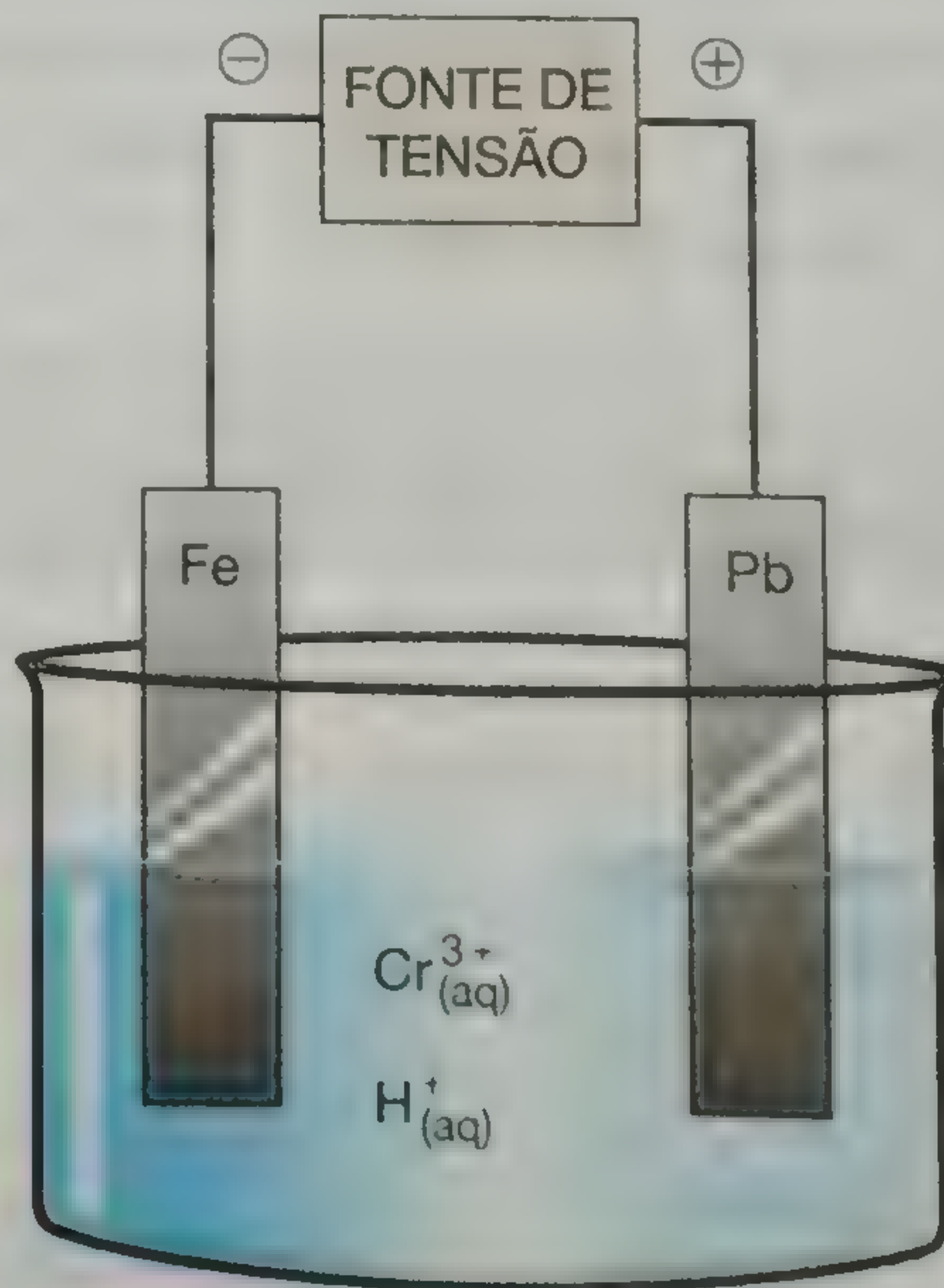
- $\text{Cu} \longrightarrow \text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^-$
- $\text{Cu} \longrightarrow \text{Cu}^+ + \text{e}^-$
- $\text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^- \longrightarrow \text{Cu}$
- $\text{Cu} + \text{Cu}^{2+} \longrightarrow 2\text{Cu}^+$
- $\text{Cu}^{2+} + 2\text{OH}^- \longrightarrow \text{Cu(OH)}_2$



11. (EEM-SP) Um importante ramo da Química é aquele em que se faz a eletrólise de soluções aquosas de NaCl . Cite quatro importantes substâncias produzidas por esse processo e escreva as equações químicas correspondentes.

12. (UFRGS) A eletrodeposição pode ser utilizada para melhorar o aspecto e as propriedades de uma superfície metálica. A cromagem, técnica utilizada pela indústria de peças para automóveis, é realizada conforme o esquema ao lado. Sobre esse processo, pode-se afirmar que:

- o sentido da corrente de elétrons no circuito externo é do eletrodo de ferro para o de chumbo.
- a redução do crômio ocorre no eletrodo negativo.
- há liberação do hidrogênio no ânodo.
- há produção de íons Fe^{2+} .
- ocorre eletrodeposição do crômio sobre o chumbo.



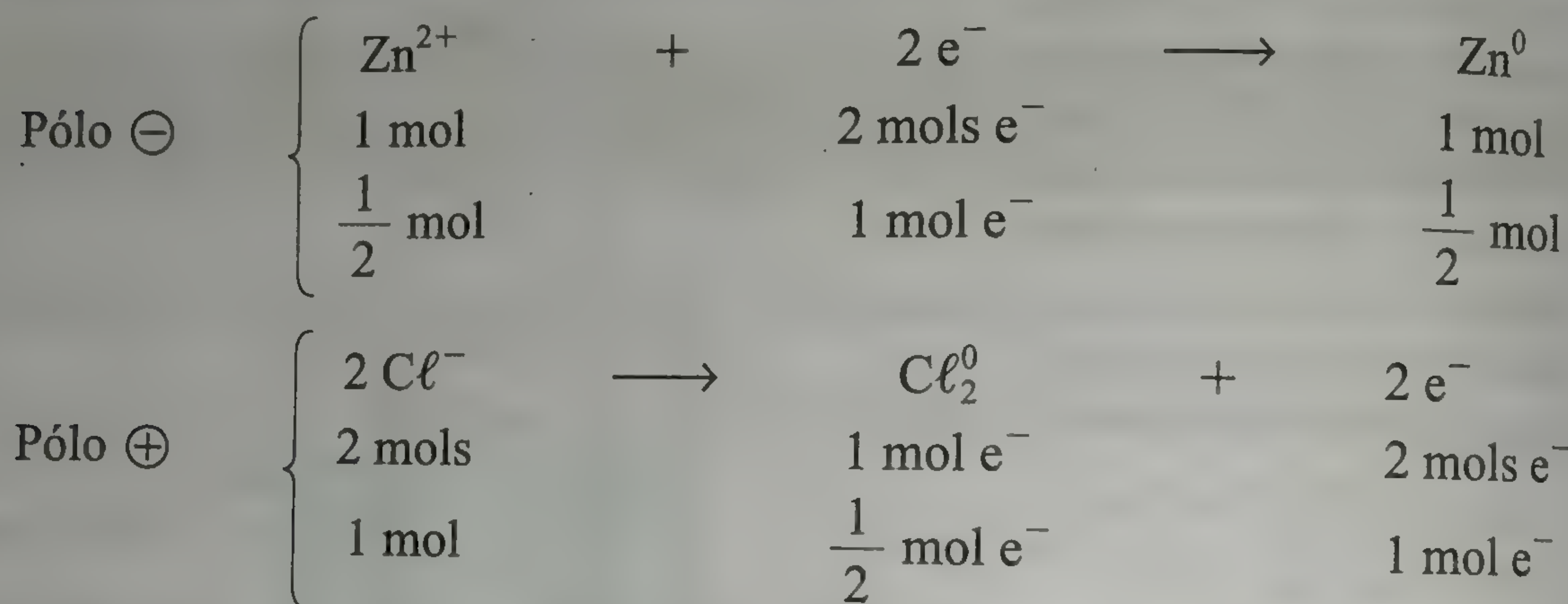
Cálculos na eletrólise

Ao se decompor uma substância por meio da eletrólise, observa-se no eletrodo liberação de gases, formação de íons em solução ou deposição de metais. Pode-se falar, genericamente, em substâncias eletrolisadas pela ação da corrente elétrica e determinar suas quantidades.

Relação entre a quantidade de elétrons envolvidos e a quantidade de substâncias produzidas

Considerando as semi-reações de oxidação e redução, verifica-se que existe uma relação entre o número de elétrons envolvidos e o número de mols de substância obtida ou decomposta.

Observe as semi-reações nos eletrodos:



Conhecendo-se o número de mols de substâncias produzidas, podem-se, por estequiometria, calcular a massa, o volume, a concentração e o número de moléculas dessas substâncias.

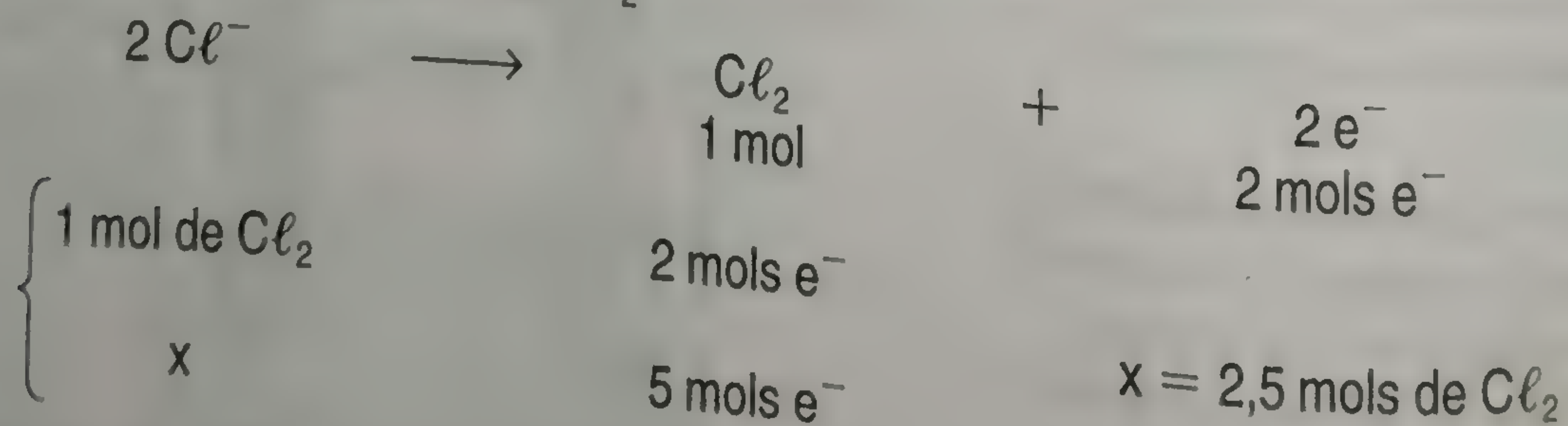
EXERCÍCIO RESOLVIDO

318

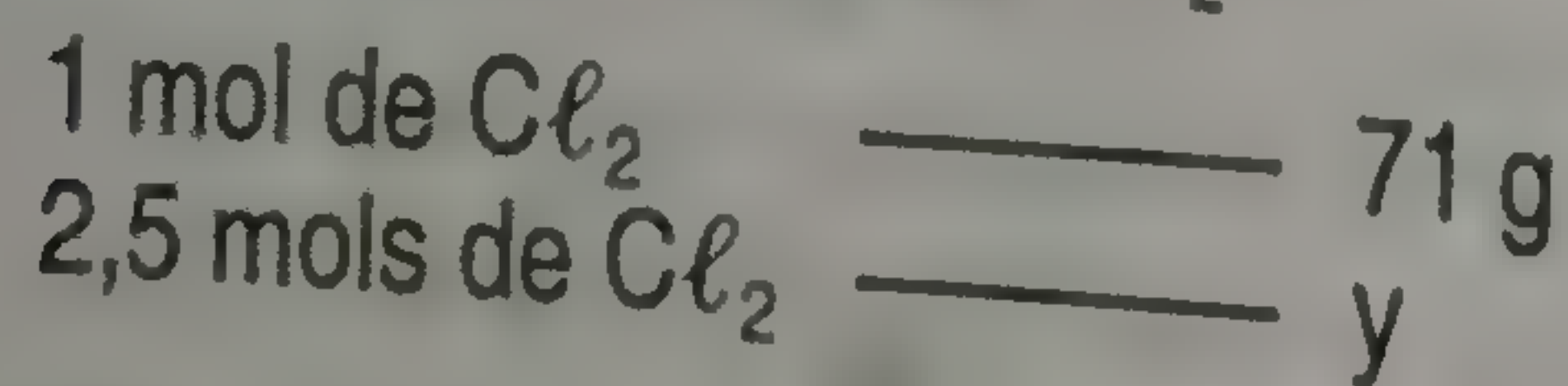
Calcular a massa e o volume, nas condições normais de pressão e temperatura, de cloro obtidos na eletrólise ígnea do NaCl , sabendo que pela cuba eletrolítica passaram 5 mols de elétrons. Dado: Massa molar de $\text{Cl}_2 = 71 \text{ g/mol}$

Resolução

a) Cálculo do número de mol de Cl_2



b) Cálculo da massa de Cl_2



$$y = 177,5 \text{ g de } \text{Cl}_2$$

... de Cl_2 nas CNTP
... a quantidade de eletricidade
... de eletricidade pode ser

$Q \rightarrow$ quantidade de eletricidade
 $i \rightarrow$ corrente elétrica (unidade)
 $t \rightarrow$ tempo (unidade segundo)

$$1 \text{ mol } e^- = 96500 \text{ C}$$

... pode-se relacionar a quanti
... da substância obtida.
Exemplo, para a semi-reação:
 $\text{Na}^+ + 1 e^- \longrightarrow \text{Na}$
... escrever a seguinte relação:

$$1 \text{ mol } e^- = 96500 \text{ C}$$

... massa de cobre metálico obti
... a corrente de 2 A durante
... = 63,5 u

... da quantidade de
... = 2 A
... = 10 minutos
... = 60 s

c) Cálculo do volume de Cl_2 nas CNTP

$$\begin{array}{ccc} 1 \text{ mol} & \text{---} & 22,4 \text{ L} \\ 2,5 \text{ mols} & \text{---} & z \end{array} \quad z = 56 \text{ L}$$

Resposta

A massa de cloro obtida foi de 177,5 g e o volume, nas CNTP, 56 L.

Relação entre a quantidade de eletricidade e a quantidade de substância obtida

A quantidade de eletricidade pode ser calculada pela expressão:

$$Q = it$$

Em que: $Q \rightarrow$ quantidade de eletricidade ou carga elétrica (unidade Coulomb, C)

$i \rightarrow$ corrente elétrica (unidade Ampère, A)

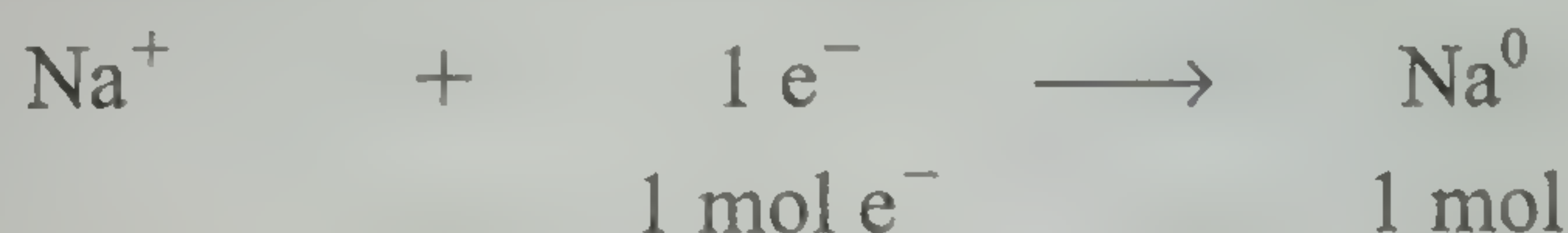
$t \rightarrow$ tempo (unidade segundo, s)

A quantidade de eletricidade de um elétron é $1,6 \cdot 10^{-19} \text{ C}$, portanto, a quantidade de eletricidade de um mol de elétrons ($6,02 \cdot 10^{23}$ elétrons) é 96 500 C ou 1 faraday (F). Faraday é a carga elétrica capaz de eletrolisar um equivalente-grama de substância.

$$1 \text{ mol } e^- = 96\,500 \text{ C} = 1 \text{ F}$$

Assim, pode-se relacionar a quantidade de eletricidade utilizada pela cuba e a quantidade de substância obtida.

Por exemplo, para a semi-reação:



podemos escrever a seguinte relação:

$$1 \text{ mol } e^- = 96\,500 \text{ C} = 1 \text{ mol Na}^0 = 23 \text{ g de Na}^0$$

319

EXERCÍCIO RESOLVIDO

Calcular a massa de cobre metálico obtida em uma eletrólise, sabendo que pela cuba eletrolítica passou uma corrente de 2 A durante 10 minutos.

Dado: $\text{MA}_{\text{Cu}} = 63,5 \text{ u}$

Resolução

a) Cálculo da quantidade de eletricidade utilizada no processo

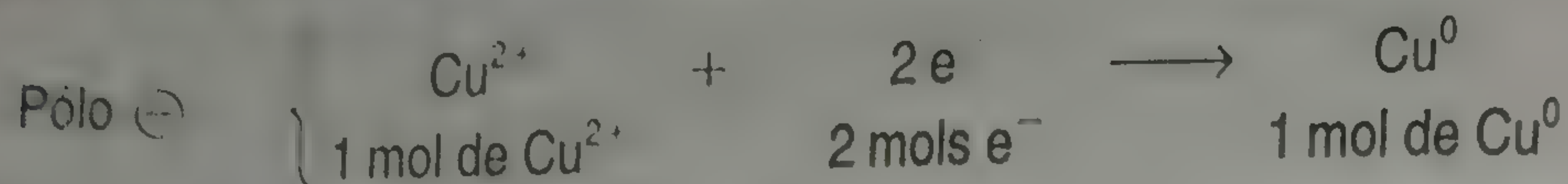
$$i = 2 \text{ A}$$

$$t = 10 \text{ minutos}$$

$$t = 600 \text{ segundos}$$

$$\left\{ \begin{array}{l} Q = 2 \cdot 600 = 1\,200 \\ Q = 1\,200 \text{ C} \end{array} \right.$$

b) Cálculo da massa de cobre metálico



Pela reação, conclui-se que para formar 1 mol de Cu^0 (metálico) são necessários 2 mols de elétrons. Lembrando que 1 mol de elétrons corresponde a 96 500 C, pode-se escrever a seguinte relação:

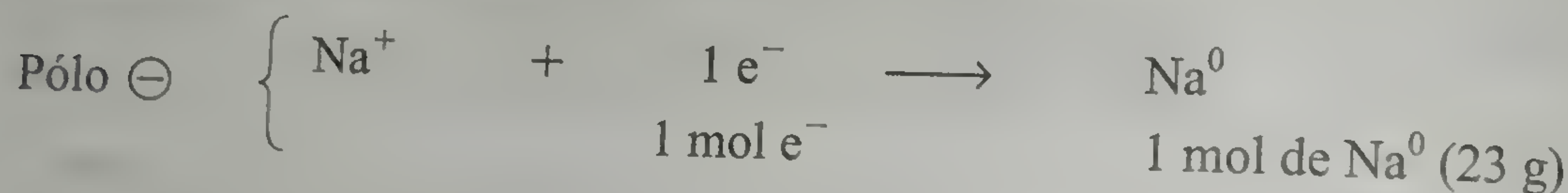
$$\left\{ \begin{array}{l} 2 \cdot 96\,500 \text{ C} \longrightarrow 63,5 \text{ g} \\ 1\,200 \text{ C} \longrightarrow x \end{array} \right. \quad x = 0,39 \text{ g}$$

Resposta

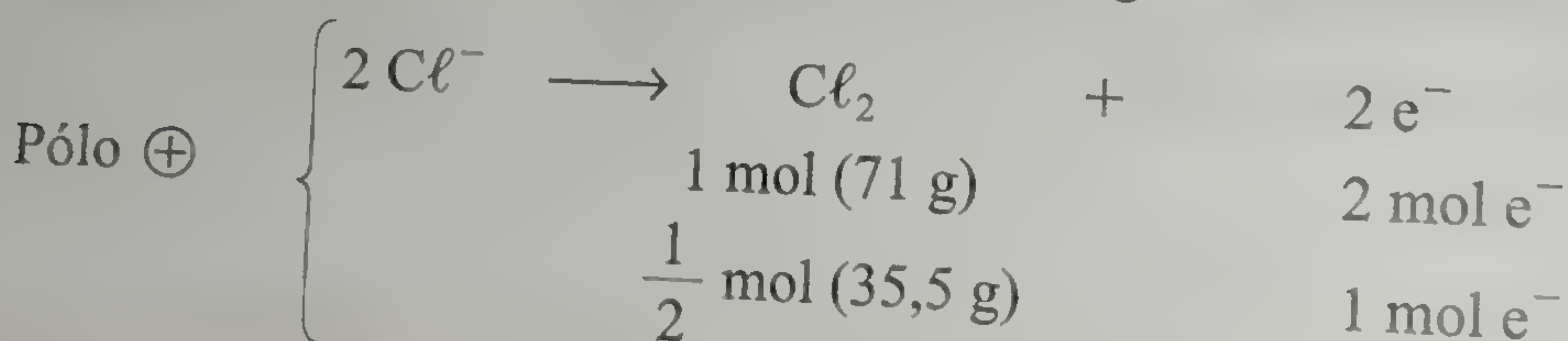
A massa de cobre obtida é de 0,39 g.

Observações

1. Pode-se definir equivalente-grama de uma substância como a massa dessa substância obtida pela passagem de 1 mol de elétrons pela cuba eletrolítica. Assim, por exemplo, na semi-reação da eletrólise:



A massa de 23 g de sódio é o seu equivalente-grama.



A massa de 35,5 g de cloro é o seu equivalente-grama.

320

2. O cálculo das massas de substâncias eletrolisadas pode ser feito pelas leis de Faraday.

1ª lei: Numa eletrólise, a massa de substância eletrolisada é diretamente proporcional à quantidade de eletricidade que atravessa o sistema.

2ª lei: Numa eletrólise, a massa de substância eletrolisada é diretamente proporcional ao equivalente-grama da substância.

Resumindo as duas leis, temos:

$$m = K \cdot E \cdot Q$$

Em que: $K \rightarrow$ constante de proporcionalidade igual ao inverso do faraday (F).

$$K = \frac{1}{F} \quad \text{ou} \quad K = \frac{1}{96\,500}$$

Portanto, as leis de Faraday podem ser expressas da seguinte forma:

$$m = \frac{1}{96\,500} \cdot E \cdot Q \quad \text{ou} \quad m = \frac{1}{96\,500} \cdot E \cdot i \cdot t$$

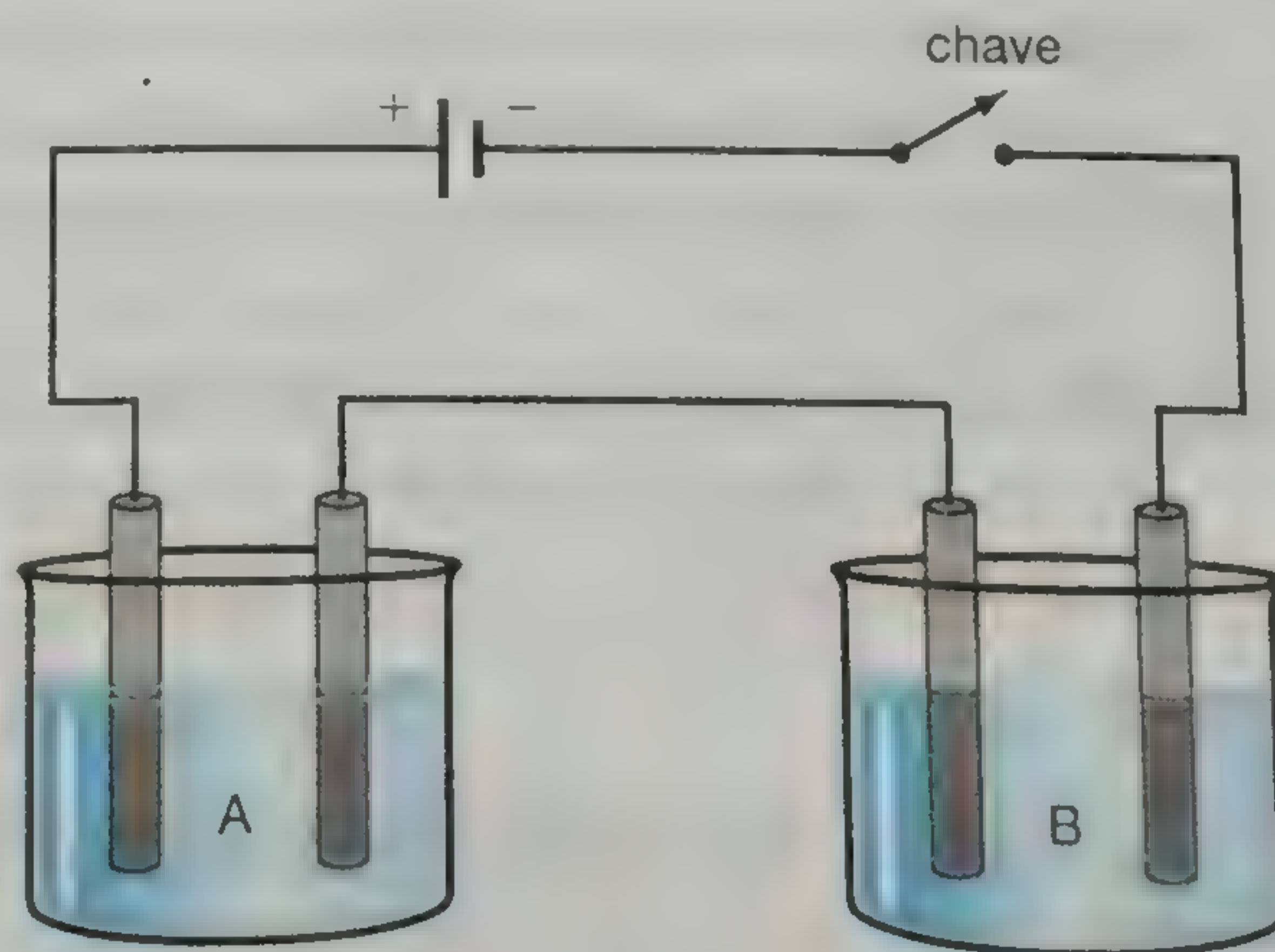
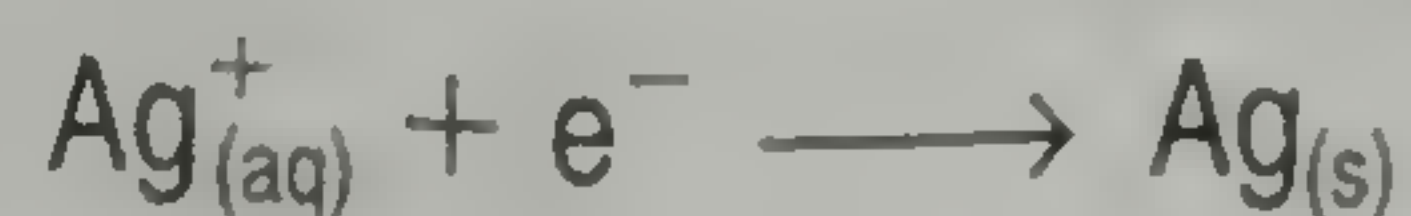
EXERCÍCIOS

13. Qual é o tempo necessário para obter-se 50 g de níquel por eletrólise de uma solução aquosa de cloreto de níquel II quando se usa uma corrente de 3 A?
14. Uma corrente de 10 ampères passou durante 15 minutos através de cloreto de magnésio fundido usando-se eletrodos inertes. Escreva as semi-reações de eletrólise e calcule as massas das substâncias obtidas.
15. Na eletrólise de uma solução diluída de hidróxido de potássio, há liberação de 22,4 L de oxigênio nas CNTP. O volume de gás liberado no cátodo será:
 - a) 22,4 L
 - b) 11,2 L
 - c) 5,6 L
 - d) 44,8 L
 - e) n.d.a.
16. (EEM-RN) Um dos mais importantes metais do mundo moderno, o alumínio, é obtido pela eletrólise ígnea da alumina (Al_2O_3). Nesse processo, forma-se, além do alumínio metálico, um gás.
 - a) Mostre, por meio de semi-reação, qual é esse gás.
 - b) Calcule a massa de alumínio obtida a partir de 20 t de Al_2O_3 supondo rendimento de 100%.

Dados de massas atômicas: O = 16; Al = 27

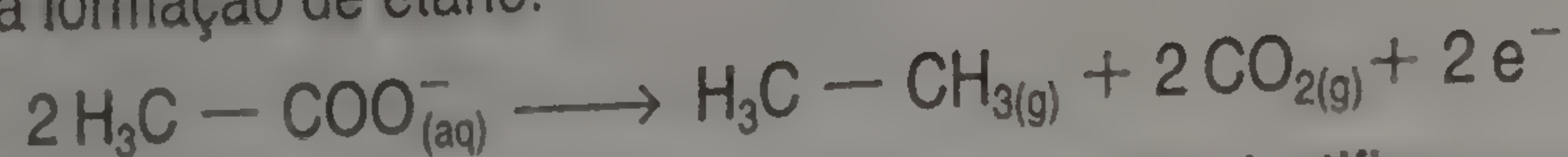
17. (Fuvest-SP) Uma eletrólise é executada segundo o esquema de cubas em série mostrado ao lado:

A *cuba A* contém solução aquosa de nitrato de prata e a *cuba B*, solução aquosa de acetato de sódio. Fechando-se o circuito, as soluções são submetidas à eletrólise. Verifica-se, então, a formação de 1 mol de prata metálica na *cuba A*.



Circuito para a eletrólise com eletrodos inertes.

Na cuba B há formação de etano:



- a) Qual é a quantidade, em mols, de etano formado em B? Justifique sua resposta.
b) Em qual eletrodo (positivo ou negativo) ocorre a formação de prata metálica e em qual, a produção de etano? Justifique.

18. (FUCMT) Há três cubas eletrolíticas ligadas em série contendo respectivamente AgNO_3 , CuSO_4 e ZnCl_2 .

Sabendo-se que na primeira cuba foram depositados 108 g de prata metálica, pode-se concluir que foram depositados também, aproximadamente:

Dados de massas atômicas: $\text{Ag} = 108$; $\text{Cu} = 63,5$; $\text{Zn} = 65,4$

- a) 31,5 g de cobre metálico.
b) 65,4 g de zinco metálico.
c) 63,5 g de cobre metálico.
d) 108 g de cobre metálico.
e) 108 g de zinco metálico.

19. (Fuvest-SP) Escrever a equação da soma das reações que ocorrem na eletrólise de cloreto de sódio em cadinho de platina e com eletrodos de platina.

20. (FOC-SP) A água é má condutora de eletricidade; por esse motivo, para se fazer a *eletrólise da água*, adiciona-se uma substância que forma uma solução eletrolítica. Essa substância pode ser:

- a) HCl
b) NaCl
c) Na_2SO_4
d) CuSO_4
e) CuCl_2

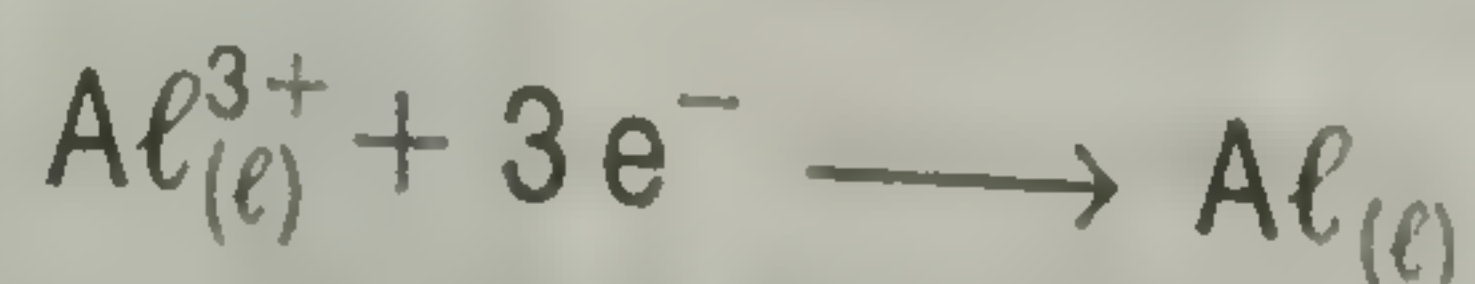
21. (ITA-SP) Qual das afirmações abaixo é falsa em relação aos efeitos da passagem de uma corrente elétrica (corrente contínua) por uma solução aquosa de eletrólitos?

- a) Elétrons vão da bateria para um dos eletrodos, e um número igual de elétrons vai do outro eletrodo para o outro pólo da bateria.
b) A corrente elétrica da solução vem do movimento de íons.
c) Quaisquer que sejam as reações no eletrodo, a solução permanecerá eletricamente neutra.
d) O número de íons positivos que migram na direção de um dos eletrodos é igual ao número de íons negativos que migram na direção do outro eletrodo.
e) Num eletrodo, ocorre uma oxidação e no outro eletrodo, uma redução.

22. (EEM-SP) Escreva as equações químicas balanceadas dos seguintes processos:

- a) obtenção do ferro metálico pela redução do Fe_2O_3 com carbono;
b) obtenção do alumínio metálico pela eletrólise do Al_2O_3 fundido, usando eletrodos inertes;
c) obtenção do cromo metálico pela redução do Cr_2O_3 com sódio metálico.

23. (PUCCAMP-SP) O alumínio metálico é obtido mediante a eletrólise ígnea da bauxita, mineral constituído principalmente por óxido de alumínio. A reação catódica pode ser representada pela equação:



Que massa de alumínio, em gramas, será liberada pela passagem de 1,0 mol de elétrons?

- a) 27,0
b) 13,5
c) 9,00
d) 4,50
e) 2,25

24. (UFRJ) Faz-se passar uma corrente de 10 A durante 5h21min40s em uma cuba eletrolítica que contém 2,0 litros de solução 2 M de CuSO_4 .
- Escreva a equação catódica sabendo que os eletrodos são inertes.
 - Determine a molaridade da solução na cuba em relação ao íon Cu^{2+} após a eletrólise.
25. (FEI-SP) Uma corrente elétrica de 5,0 A circula durante 1 hora por uma solução de AgNO_3 produzindo Ag. Se tivéssemos uma solução de NiSO_4 , utilizando a mesma intensidade de corrente do caso acima, qual seria aproximadamente o tempo, em horas, necessário para produzirmos uma massa de Ni igual àquela de Ag?
Dado: Massas atômicas: Ag: 108; Ni: 59
- 1,83
 - 18,33
 - 3,66
 - 0,91
 - 2,74
26. (Cesgranrio-RJ) Qual a massa de cloreto de sódio fundido, em gramas, necessária para produzir, por eletrólise, um volume de 44,8 L de um gás medido nas CNTP?
- 58,5
 - 117
 - 142
 - 234
 - 468
27. (Fuvest-SP) A eletrólise de cloreto de sódio fundido produz sódio metálico e gás cloro. Nesse processo, cada íon:
- sódio recebe dois elétrons.
 - cloreto recebe um elétron.
 - sódio recebe um elétron.
 - cloreto perde dois elétrons.
 - sódio perde um elétron.
28. (ITA-SP) Uma fonte de corrente contínua fornece corrente elétrica a um sistema composto por duas células eletrolíticas, ligadas em série através de um fio condutor. Cada célula é dotada de eletrodos inertes. Uma das células contém somente uma solução aquosa 0,3 mol/l de NiSO_4 e a outra, apenas uma solução aquosa 0,2 mol/l de AuCl_3 . Se durante todo o período da eletrólise as únicas reações que ocorrem nos cátodos são as deposições dos metais, qual das opções corresponde ao valor da relação: massa de níquel depositado/massa de ouro depositado?
- 0,19
 - 0,45
 - 1,0
 - 2,2
 - 5,0
29. (ITA-SP) Num copo contendo solução aquosa 0,10 molar de AgNO_3 são introduzidas duas chapas de prata. Uma das chapas (A) é ligada ao pólo positivo de uma bateria e outra (B) é ligada ao pólo negativo dessa bateria. Durante a eletrólise não ocorre desprendimento gasoso. Assinale a afirmação errada.
- A massa da chapa A aumenta com o prosseguimento da eletrólise.
 - Na chapa B ocorre a reação: $\text{Ag}_{(\text{aq})}^+ + \text{e}^- \longrightarrow \text{Ag}_{(\text{c})}$.
 - A quantidade de $\text{Ag}_{(\text{aq})}^+$ na solução não se altera com a eletrólise.
 - Os íons nitrato migram através da solução no sentido da chapa B para a chapa A.
 - A massa de prata que se deposita numa das chapas é proporcional à carga drenada da bateria.



324

QUÍMICA
ORGÂNICA

Bote, roupa, capacete e remo: as substâncias orgânicas encontram aplicação nos mais variados campos da atividade humana.

QUÍMICA ORGÂNICA

23

Química do carbono: compostos orgânicos

O carbono é um elemento de importância vital, fazendo parte da composição de várias substâncias que estão presentes nos organismos vivos, tais como proteínas, vitaminas, hormônios, e em materiais sintéticos, como plásticos, fibras e borrachas.

A Química Orgânica estuda os compostos hidrogenados de carbono.

Muitos compostos de carbono são produzidos pelos organismos vivos, daí o nome de Orgânica, mas isso não significa que compostos orgânicos não possam ser obtidos artificialmente. Um dos materiais que merece destaque pela grande aplicação no nosso cotidiano é o plástico. Estamos na era do plástico, pois esse vem substituindo os metais, as fibras e sendo usado inclusive na confecção de algumas partes do corpo humano (artérias, suturas plásticas, próteses etc.). Na agricultura, empregam-se adubos orgânicos e pesticidas industrializados. Grande número de corantes, aromatizantes e essências que produzem a cor, o cheiro e, às vezes, o sabor de alimentos naturais é usado na indústria alimentícia.

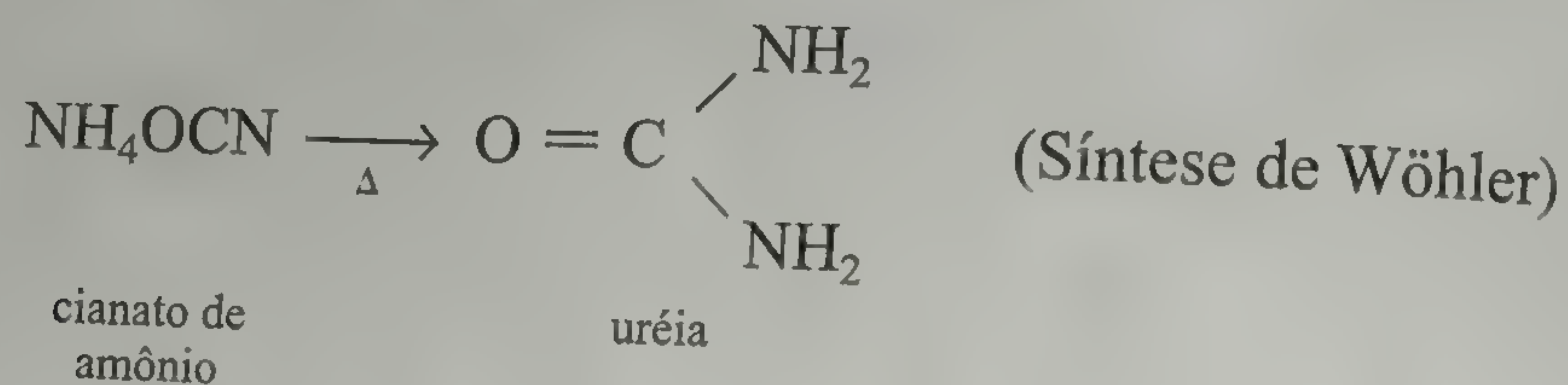
Histórico

Inicialmente, a Química Orgânica limitava-se a estudar os compostos encontrados em animais e vegetais, cuja formação pensava-se depender de uma “força vital”, isto é, de uma força presente apenas em organismos vivos.

Essa idéia era seguida por Berzelius e por vários químicos que acreditavam ser impossível transformar matéria inorgânica — sem vida — em orgânica. Essa teoria foi sendo desacreditada à medida que as evidências mostravam que aos compostos orgânicos e inorgânicos podiam ser aplicadas as mesmas leis.

Por volta de 1776, o químico alemão Scheele, trabalhando na Suécia como boticário, obteve o ácido oxálico em laboratório, tratando açúcar com HNO_3 . Como o açúcar é proveniente de vegetais, atribuiu-se a formação do ácido à “força vital”.

Em 1828, Wöhler, discípulo de Berzelius, descobriu acidentalmente que o aquecimento do cianato de amônio produzia um composto orgânico típico, a uréia, sem interferência de um organismo vivo que lhe transferisse a “força vital”.



O cianato de amônio não existe na natureza e pode ser preparado a partir de substâncias de origem mineral, enquanto a uréia está presente na urina.

A Síntese de Wöhler derrubou a “teoria da força vital”. Posteriormente, foram sintetizadas outras substâncias produzidas por animais e vegetais partindo-se exclusivamente de substâncias minerais.

Algumas propriedades dos compostos orgânicos

Hoje os compostos de carbono são estudados separadamente dos outros compostos devido a vários fatores, dentre eles:

- elevado número de substâncias orgânicas conhecidas (naturais e artificiais);
- importância de compostos como proteínas, entre elas enzimas, glicídios (açúcares) e lipídios (gorduras) nos organismos vivos.

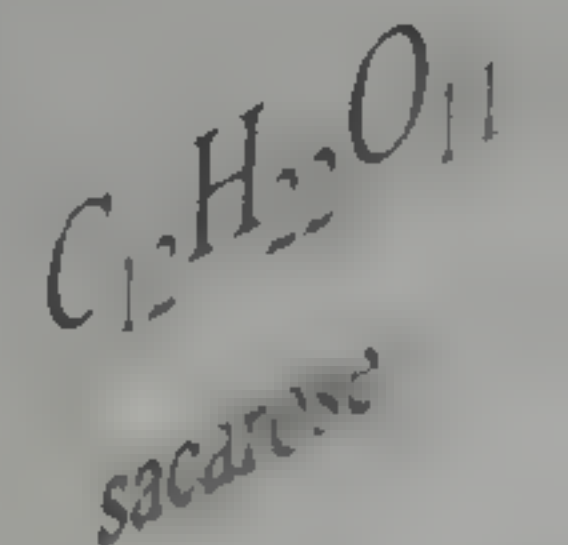
Comparando os compostos orgânicos com os inorgânicos, observam-se algumas características que os diferenciam: elementos químicos constituintes, estabilidade térmica, velocidade da reação, pontos de fusão e de ebulição e solubilidade em água.

Elementos químicos constituintes

Há uma alta porcentagem de substâncias orgânicas formadas apenas com os elementos: C, N, O, H. As substâncias inorgânicas, em geral, apresentam maior variedade dos elementos que as formam.

Alguns compostos, embora tenham propriedades semelhantes às da Química Inorgânica. São eles:

Estabilidade térmica
As substâncias orgânicas decorrem do calor. Aquecimentos próximos à carbonização:

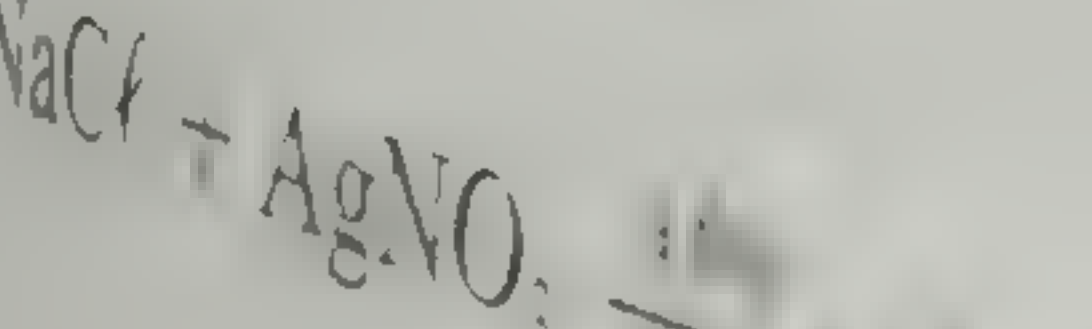
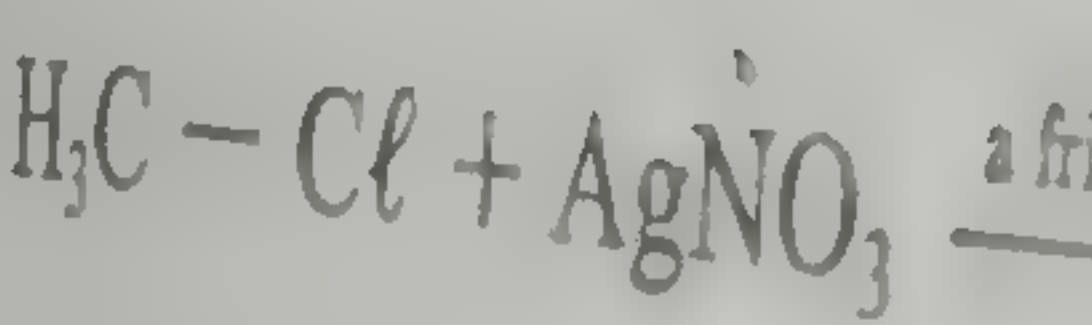


As substâncias inorgânicas, tais como o sal, não sofrem qualquer alteração apenas a fusão desses compostos.



Velocidade de reação
As reações envolvendo substâncias orgânicas são frequentemente da presença de agentes catalisadores.

Os compostos inorgânicos têm reações instantâneas.



Pontos de fusão e de ebulição
Os compostos orgânicos têm pontos de fusão e de ebulição baixos, enquanto os inorgânicos são, em geral, altos.

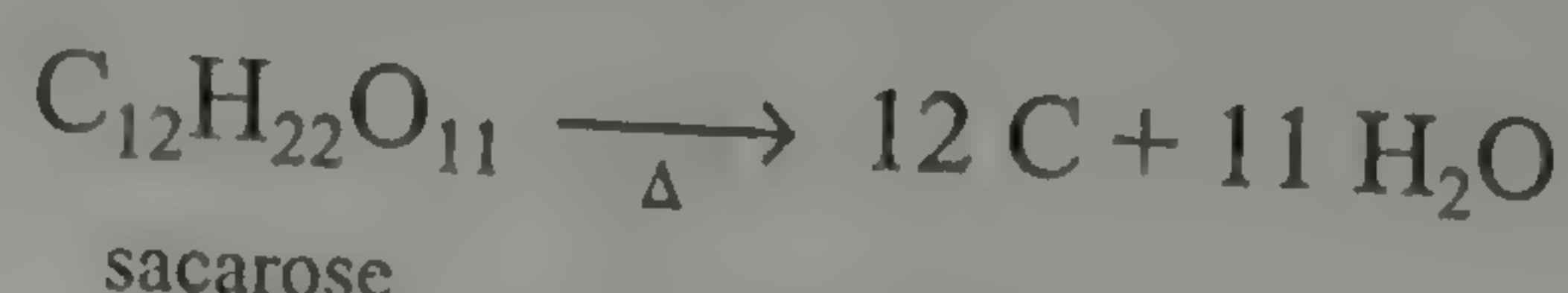
Solubilidade em água
As substâncias orgânicas são, em geral, pouco solúveis em água, enquanto as inorgânicas são, em geral, muito solúveis.

QUÍMICA ORGÂNICA

Alguns compostos, embora tenham em sua estrutura o elemento carbono, apresentam propriedades semelhantes às dos compostos minerais e são por isso estudados pela Química Inorgânica. São eles: os carbonatos, os óxidos de carbono, o ácido cianídrico e outros.

Estabilidade térmica

As substâncias orgânicas decompõem-se mais facilmente que as inorgânicas sob a ação do calor. Aquecimentos próximos de 400 °C são, às vezes, suficientes para provocar a carbonização:



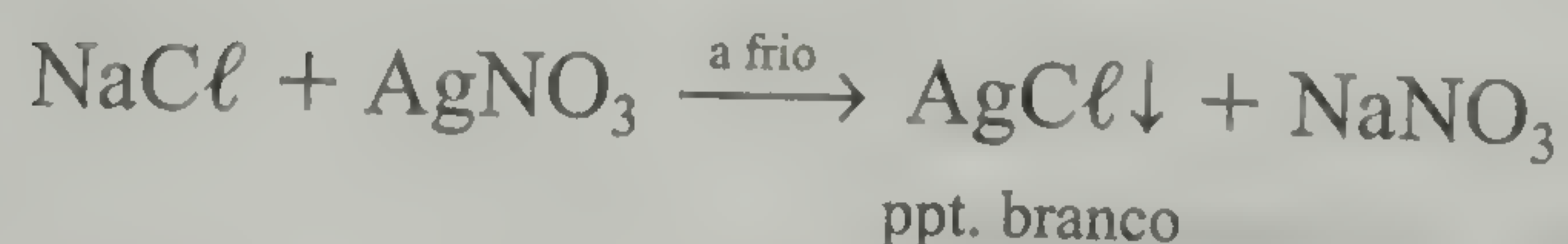
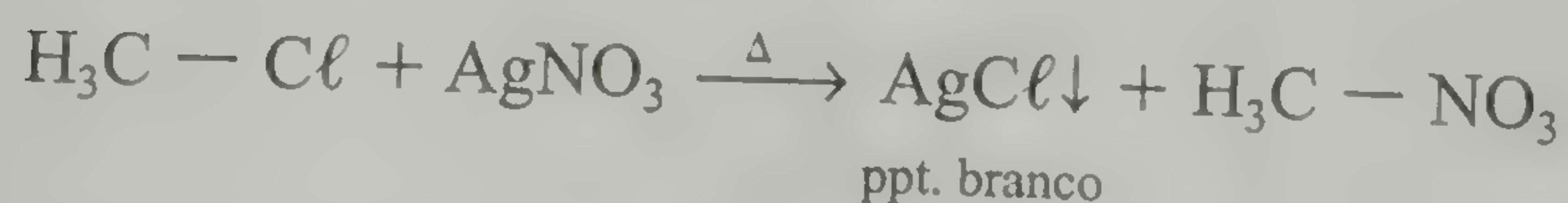
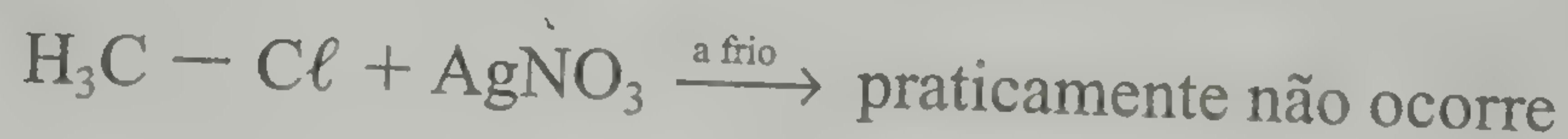
As substâncias inorgânicas, tais como o NaCl e o CaSO₄, submetidas a igual aquecimento, não sofrem qualquer alteração. Temperaturas mais elevadas podem ocasionar apenas a fusão desses compostos.



Velocidade de reação

As reações envolvendo substâncias orgânicas são em geral lentas, necessitando freqüentemente da presença de agentes físicos ou químicos, como aquecimento, luz e catalisadores.

Os compostos inorgânicos têm, na maioria das vezes, reações praticamente instantâneas.



Pontos de fusão e de ebulição

Os compostos orgânicos têm pontos de fusão e de ebulição baixos e na temperatura ambiente apresentam-se nos estados sólido, líquido e gasoso.

Já os inorgânicos são, em sua maioria, sólidos na temperatura ambiente e têm pontos de fusão e de ebulição elevados.

Solubilidade em água

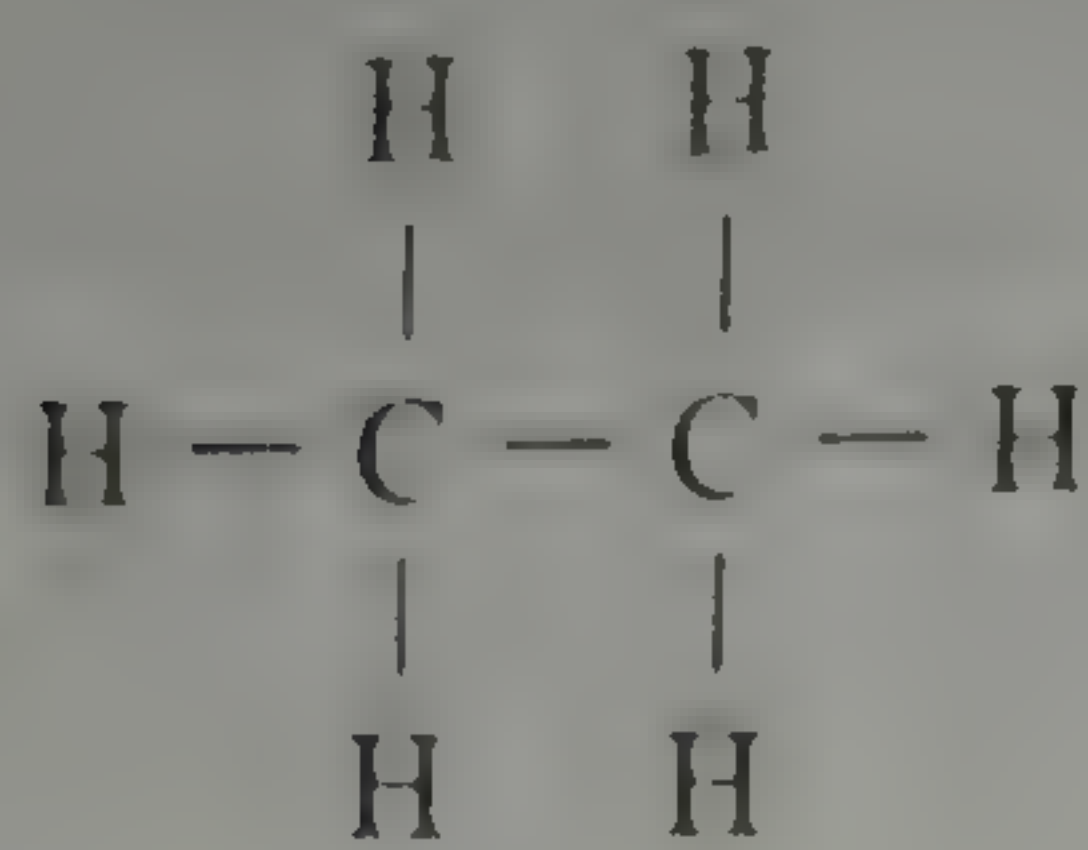
As substâncias orgânicas são em geral pouco solúveis em água e mais solúveis em solventes orgânicos, como acetona, éter de petróleo, gasolina, álcool e benzeno.

Os compostos inorgânicos, ao contrário, são geralmente mais solúveis em água e pouco solúveis em solventes orgânicos.

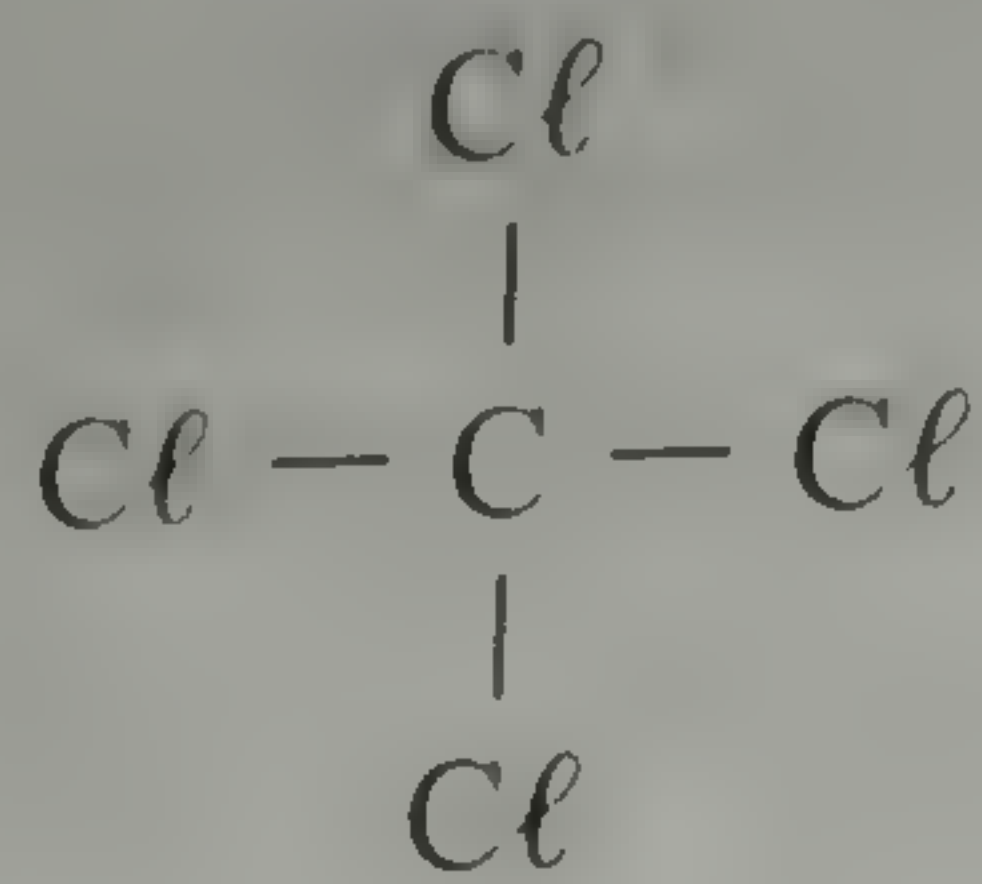
Principais características do carbono

Tetravalência

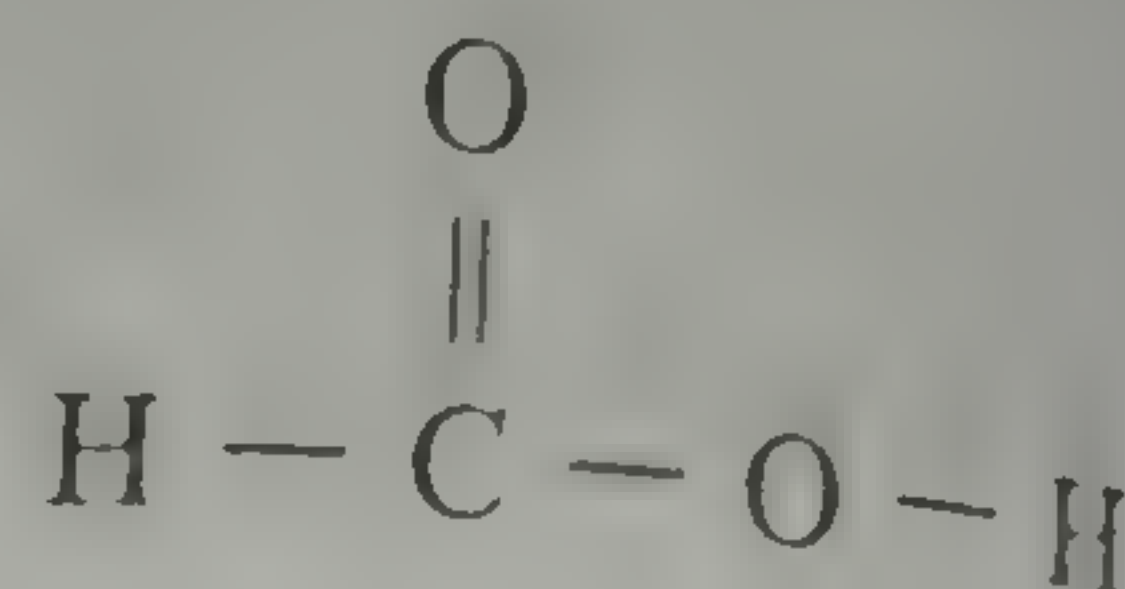
Nos compostos orgânicos, o carbono é tetravalente e forma ligações covalentes. Observe as fórmulas estruturais abaixo:



etano



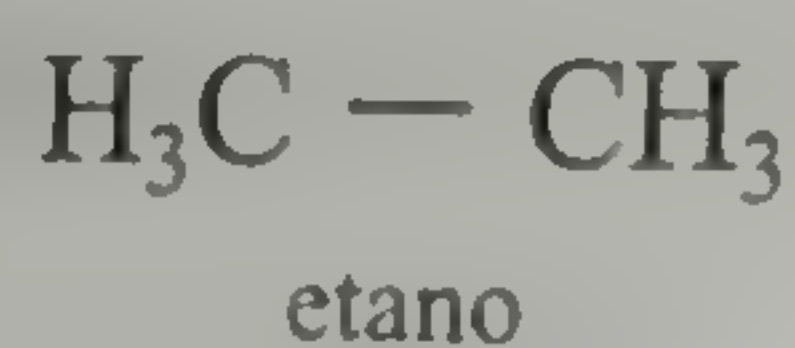
tetracloreto de carbono



ácido fórmico

Muitas vezes escrevemos a fórmula estrutural simplificada em que agrupamos os átomos de *H*.

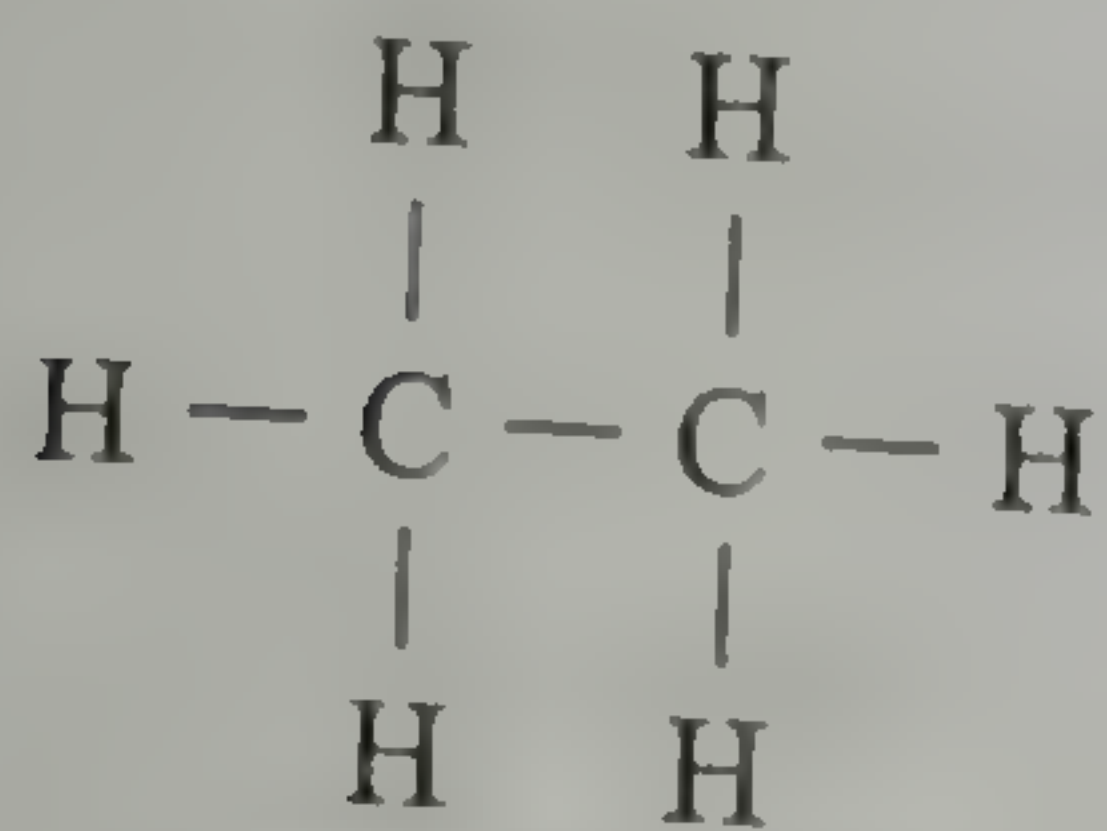
Por exemplo:



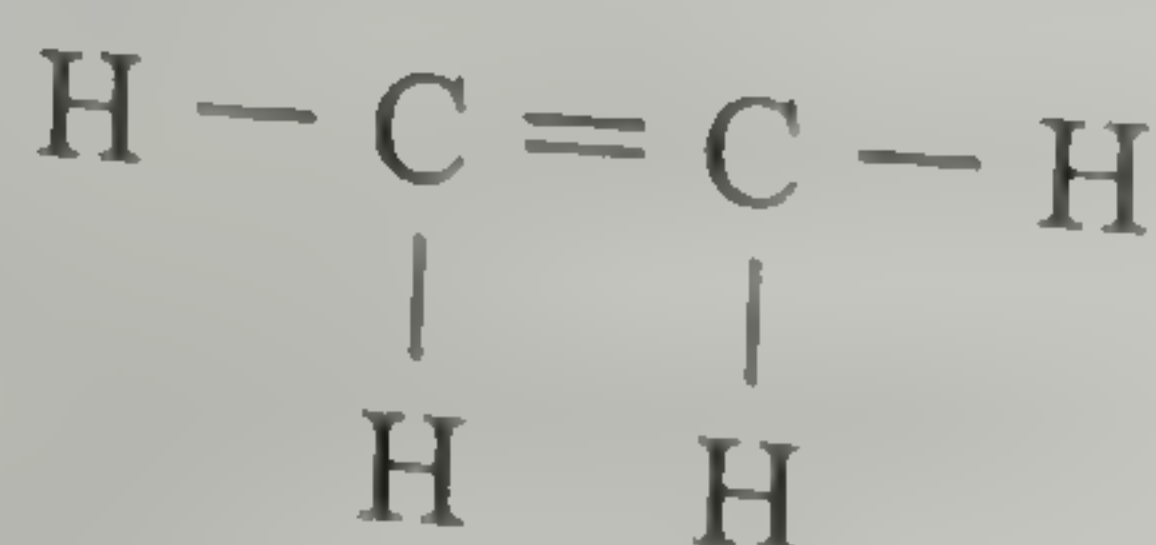
Ligações

Cada átomo de carbono pode ligar-se a outro átomo de carbono por intermédio de um, dois ou três pares covalentes formando o que chamamos respectivamente de ligação simples, ligação dupla e ligação tripla.

Exemplos:



simples ligação



dupla ligação

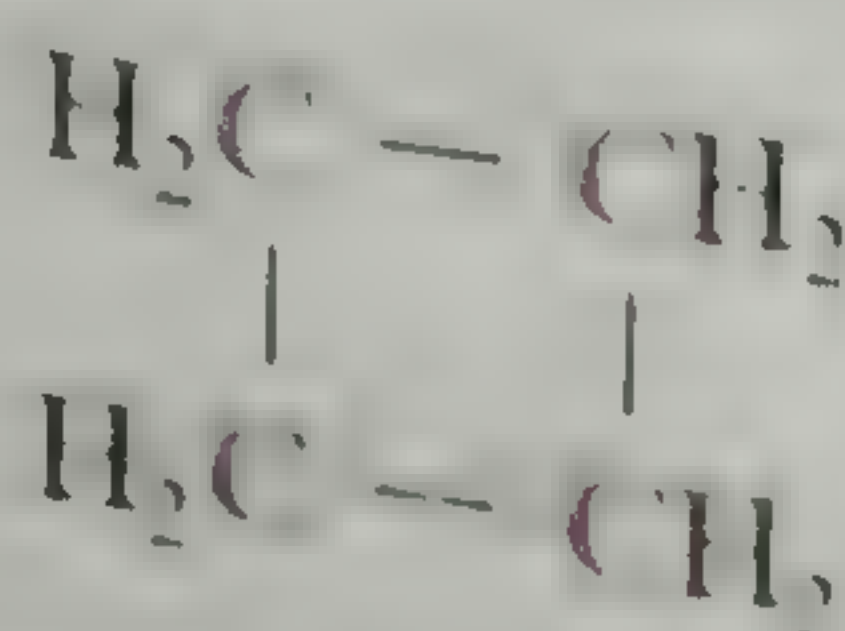
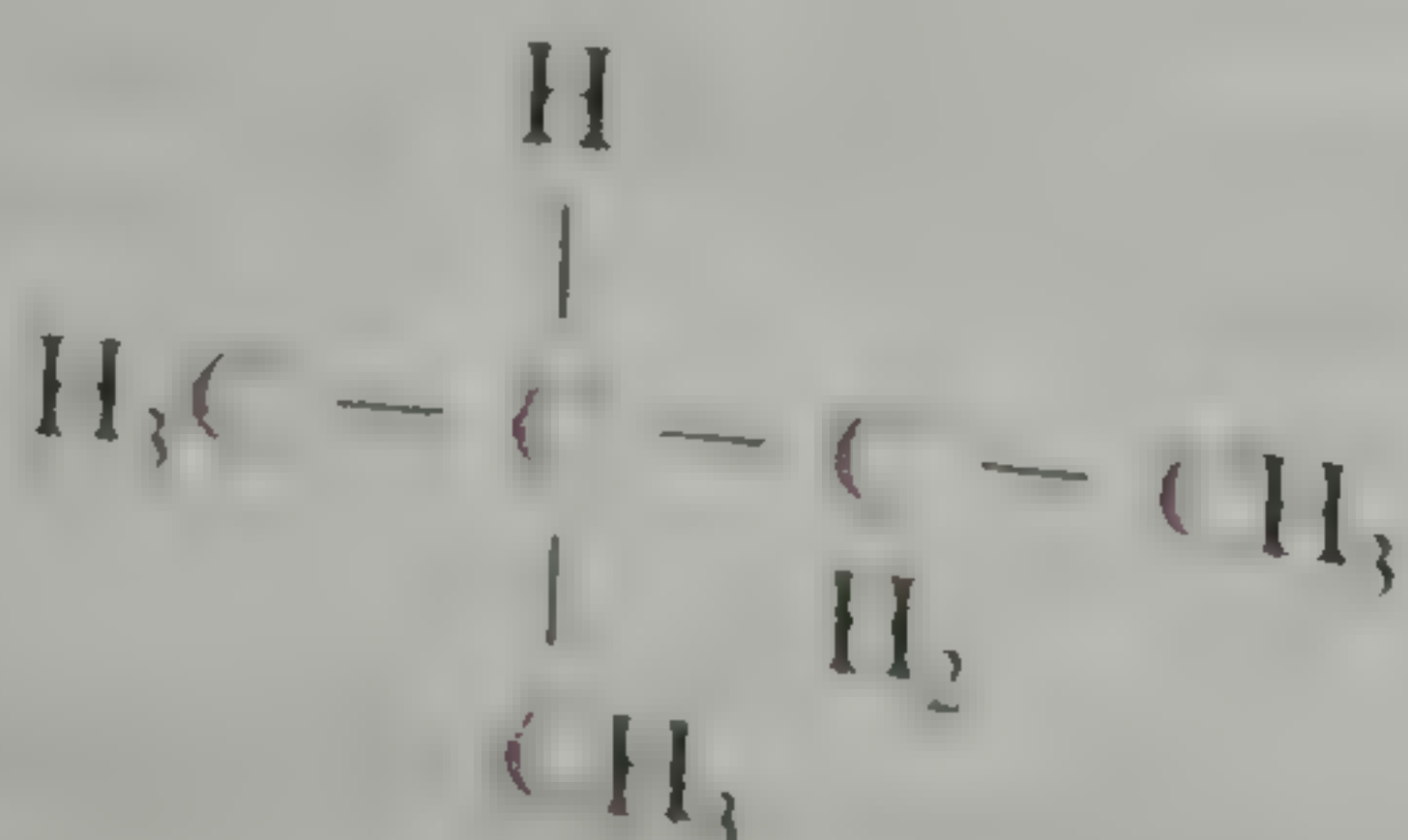


tripla ligação

Formação de cadeias carbônicas

Os átomos de carbono têm a propriedade de ligar-se uns aos outros formando cadeias carbônicas.

Exemplos:

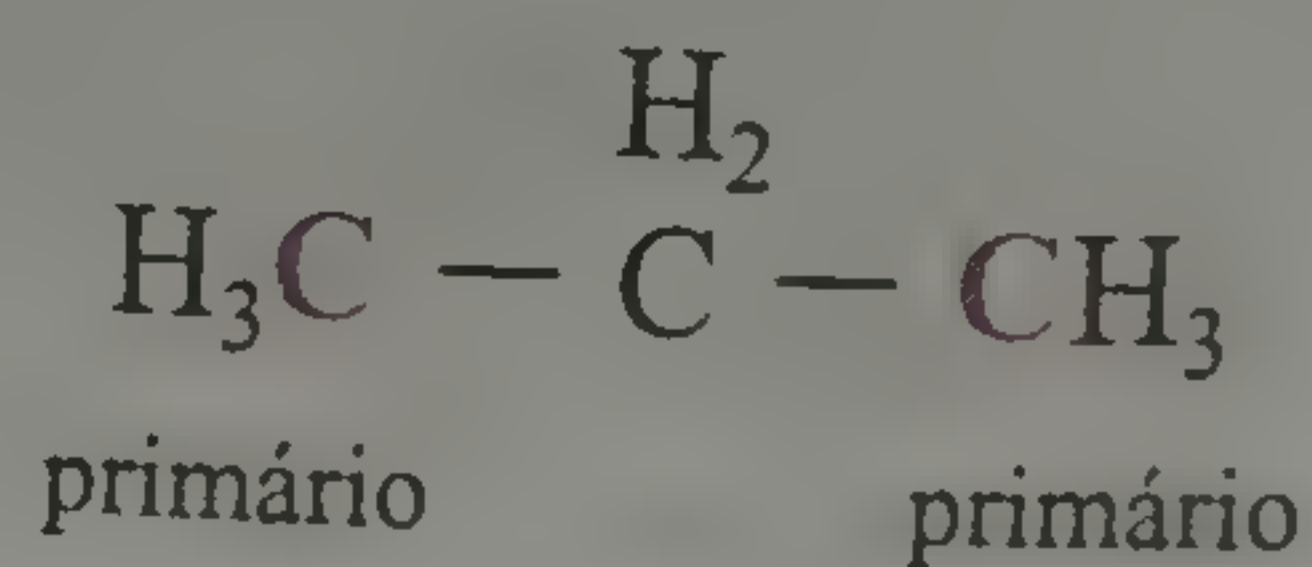
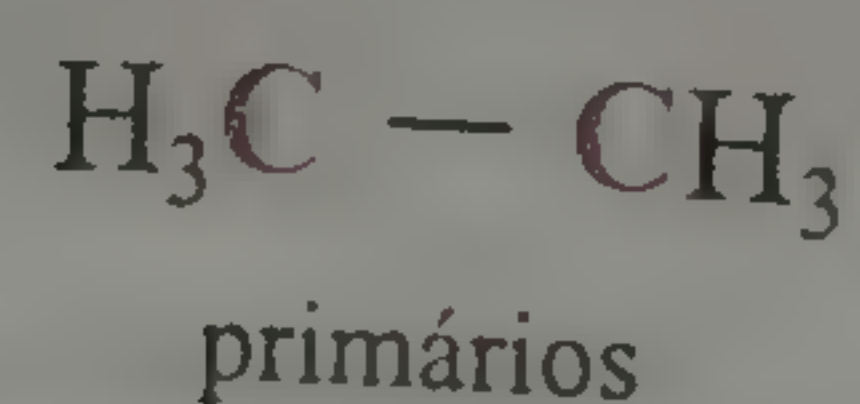


Numa cadeia carbônica, podemos classificar um átomo de carbono conforme o número de carbonos ligados a ele:

QUÍMICA ORGÂNICA

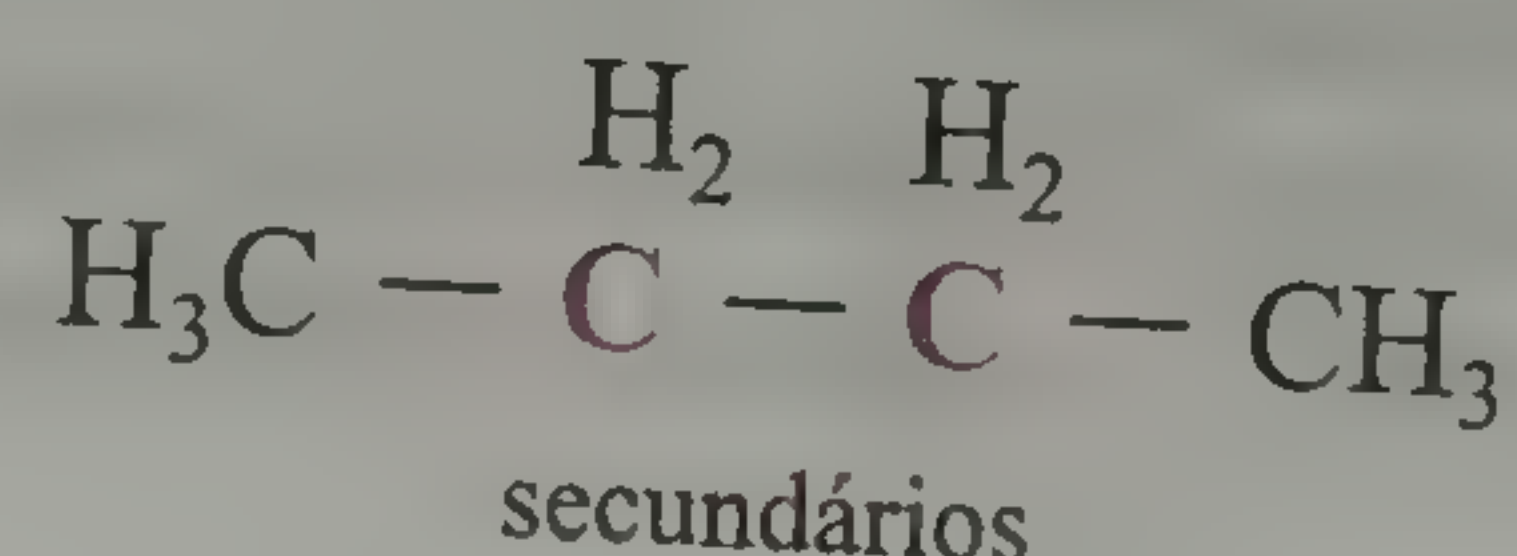
- **carbono primário:** ligado apenas a um átomo de carbono.

Exemplos:



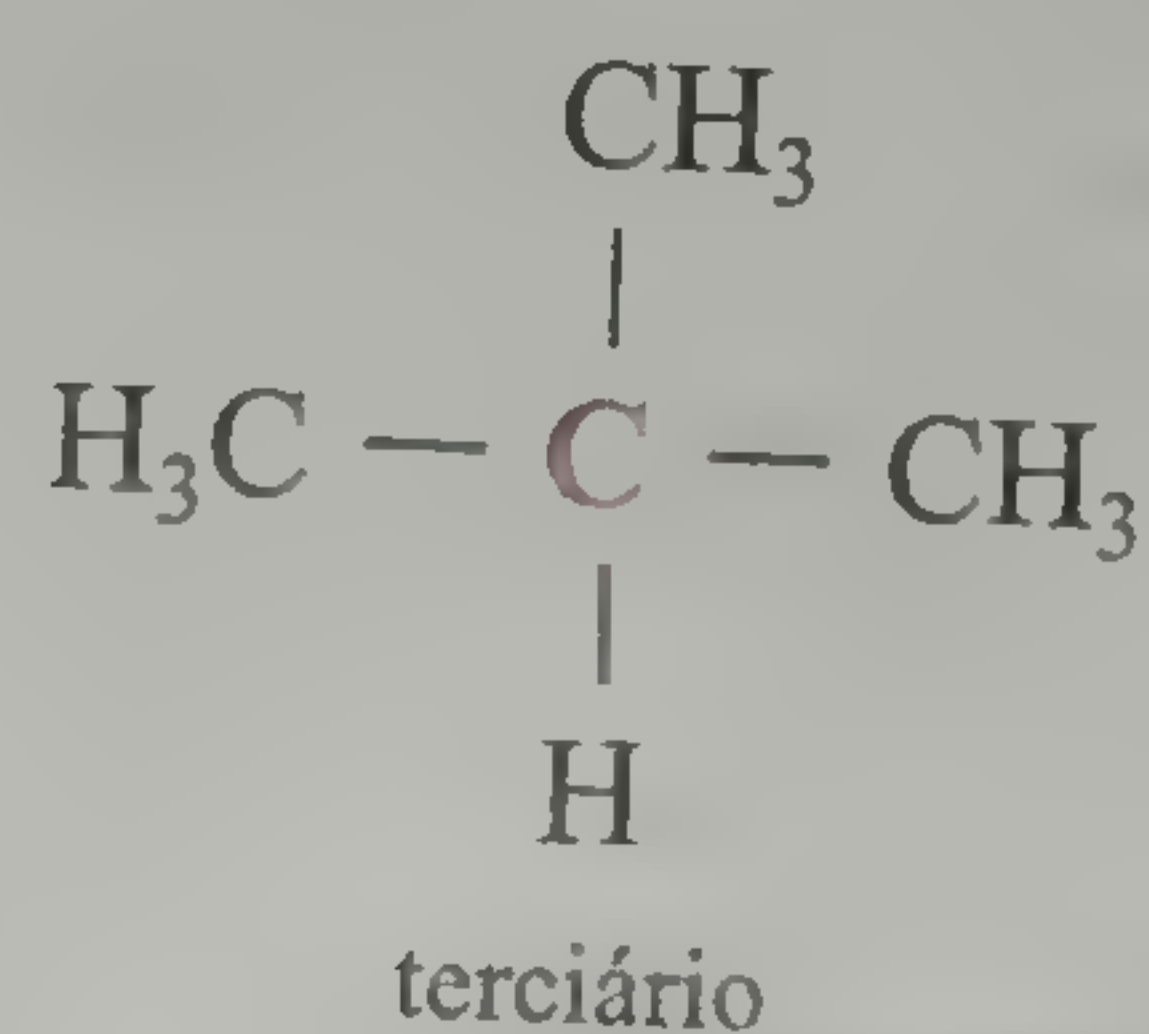
- **carbono secundário:** ligado a dois átomos de carbono.

Exemplo:



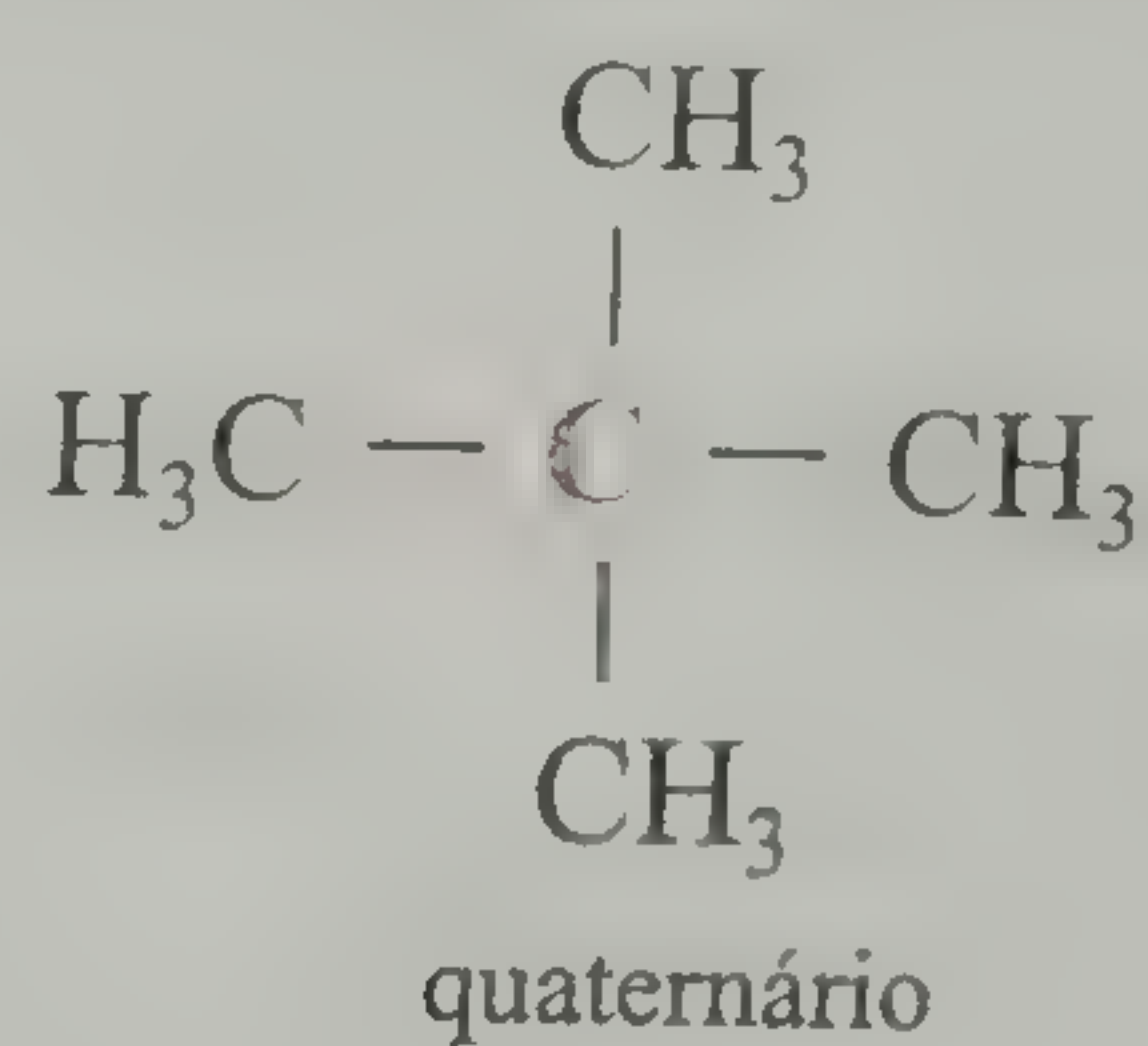
- **carbono terciário:** ligado a três átomos de carbono.

Exemplo:



- **carbono quaternário:** ligado a quatro átomos de carbono.

Exemplo:



329

Classificação das cadeias carbônicas

As cadeias carbônicas são classificadas de acordo com a forma pela qual os átomos de carbono se associam.

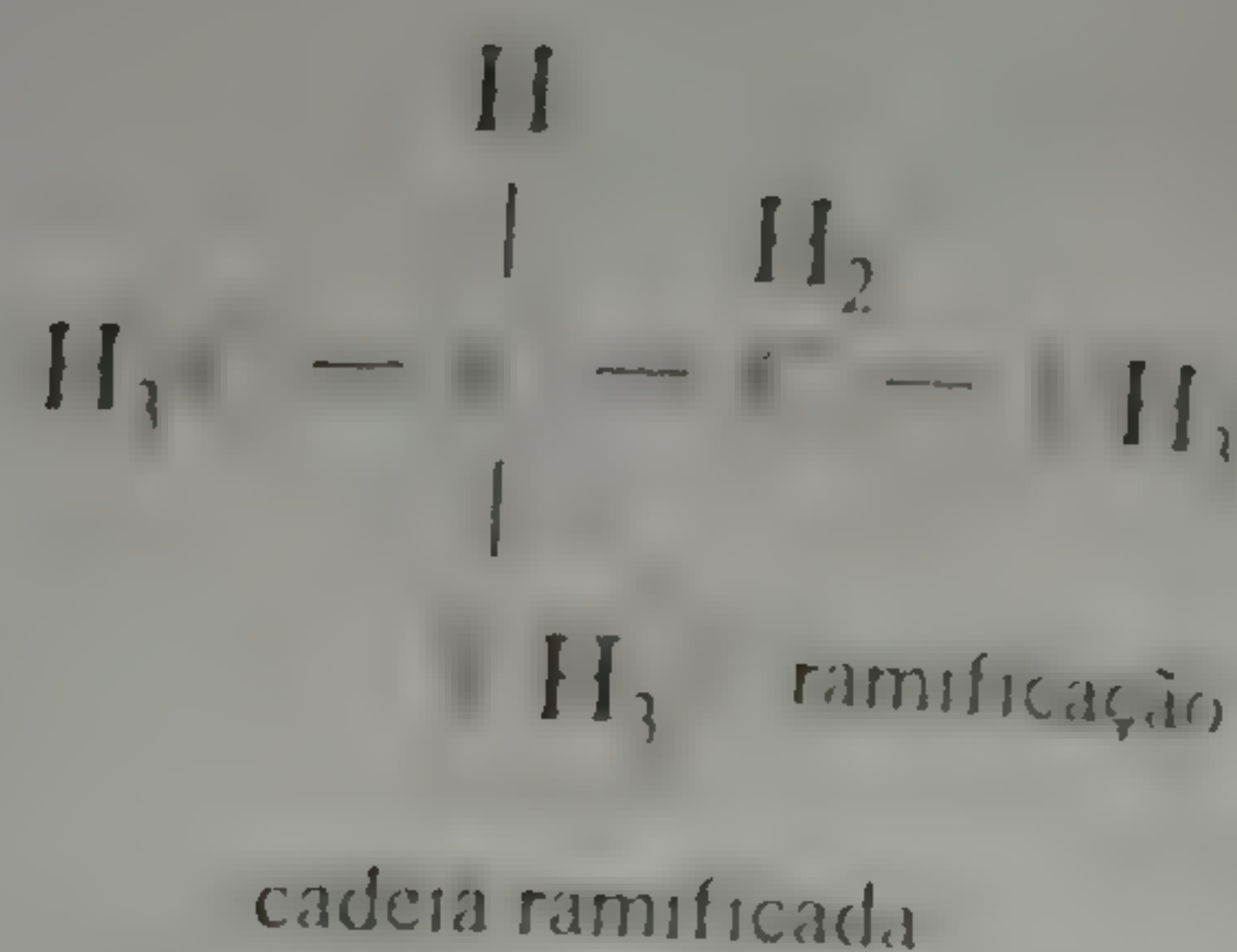
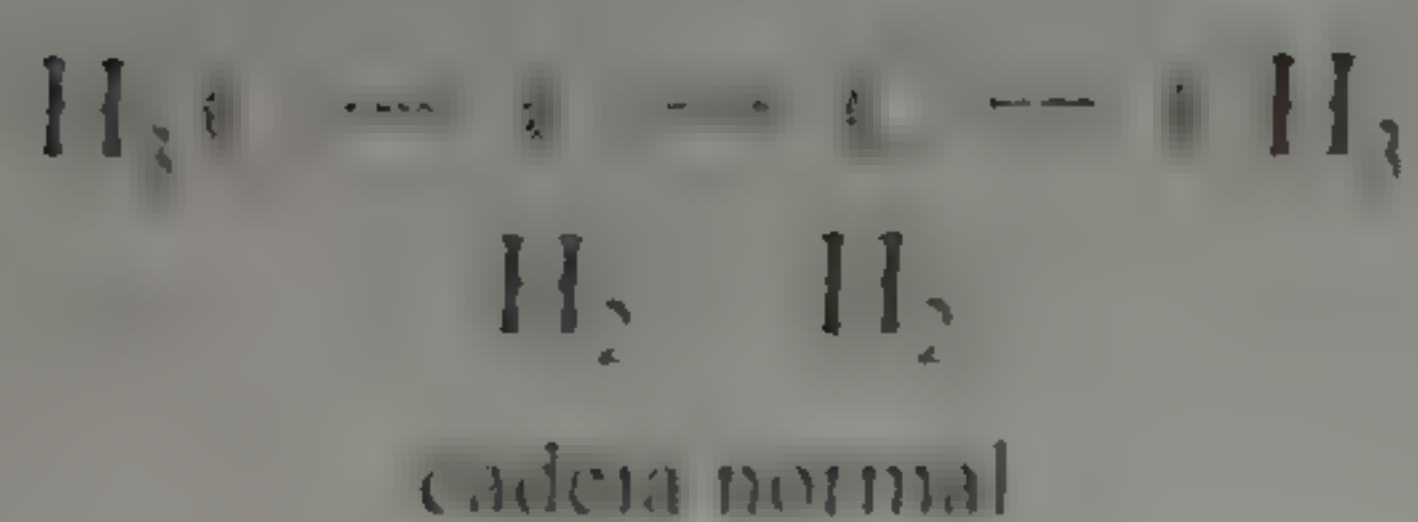
Cadeias acíclicas, abertas ou alifáticas

Nelas, os átomos de carbono ligam-se sem formar anel ou ciclo.

A seqüência que apresenta maior número de átomos de carbono é chamada cadeia principal.

As cadeias podem ser *retas* ou *normais* quando apresentam apenas carbonos primários e secundários e *ramificadas* quando apresentam carbono terciário e/ou quaternário.

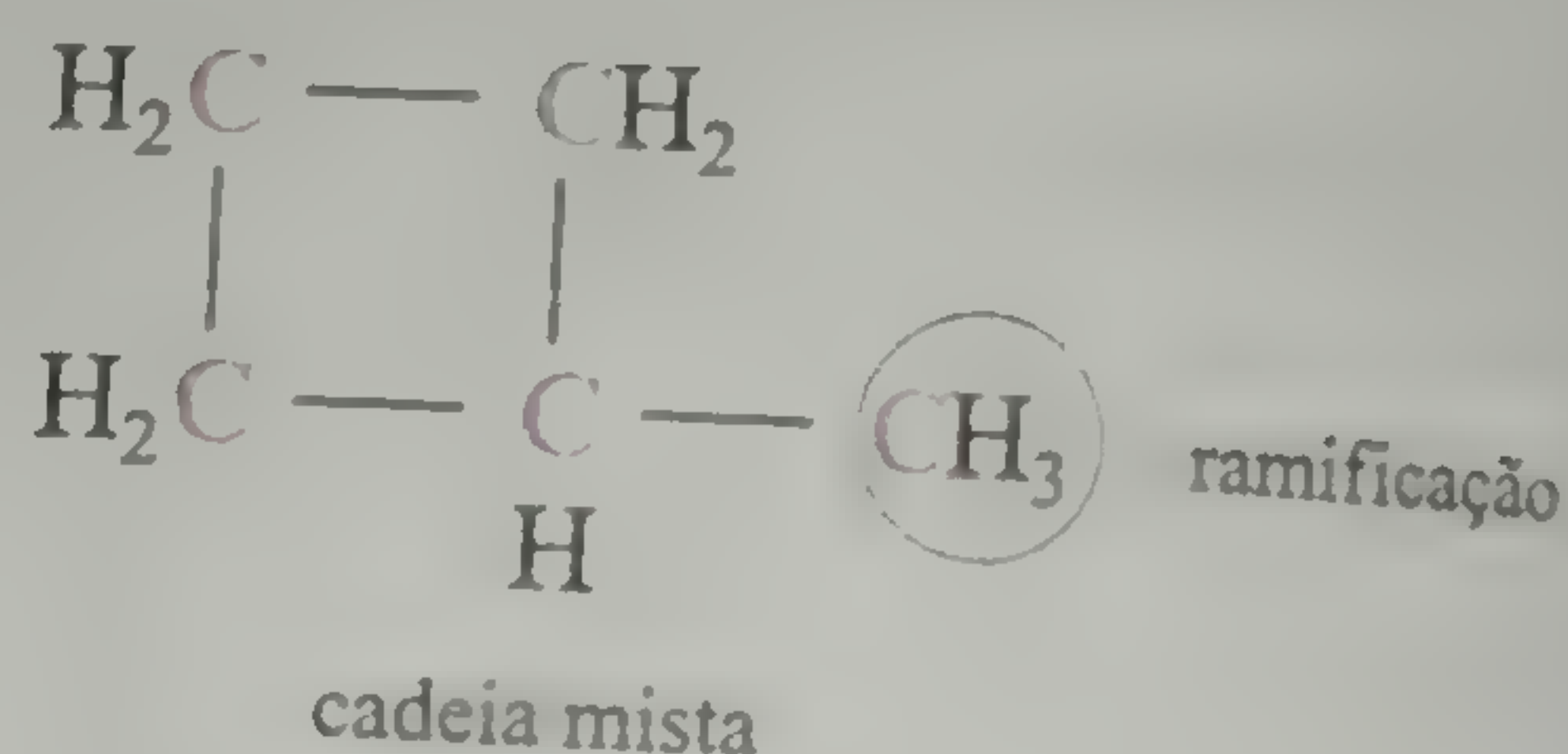
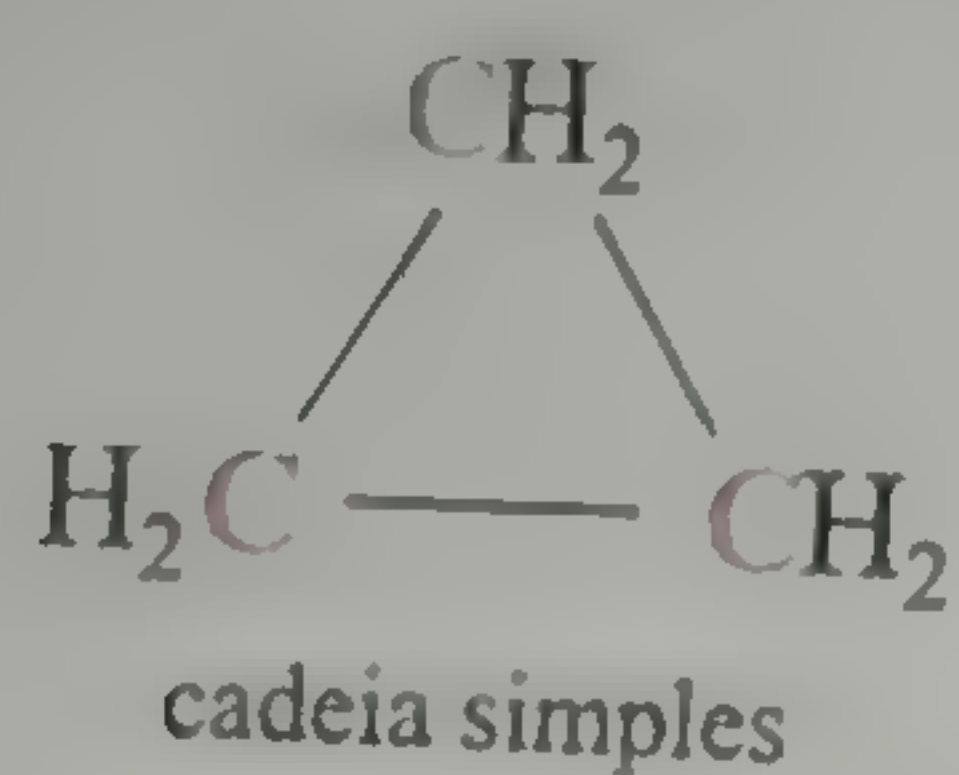
Exemplos:



Cadeias cíclicas ou fechadas

Nelas, os átomos de carbono ligam-se formando um ciclo ou anel. Podem ser *simples*, quando todos os átomos de carbono pertencem ao anel, ou *mistas*, quando há ramificação no anel.

Exemplos:

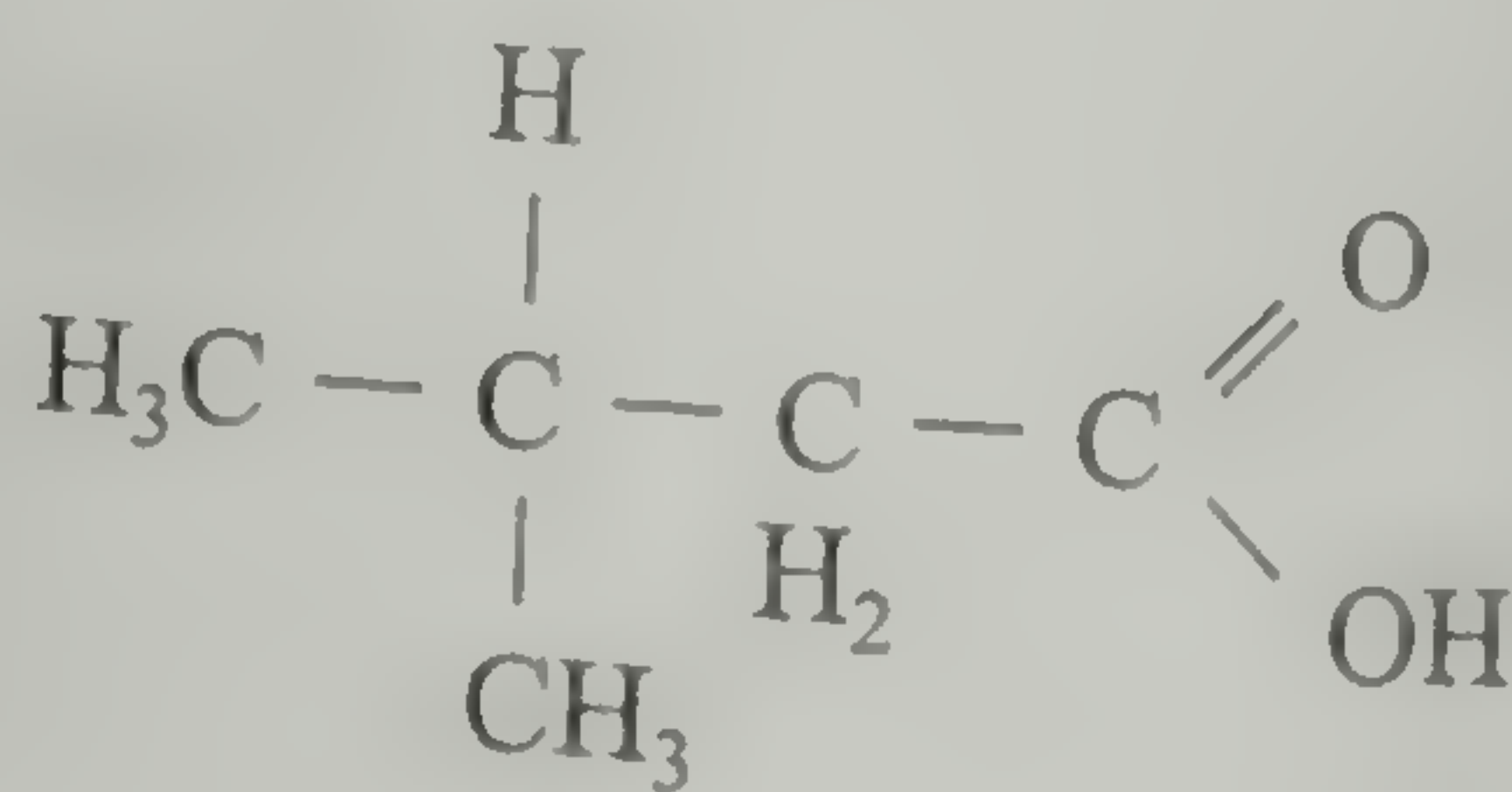
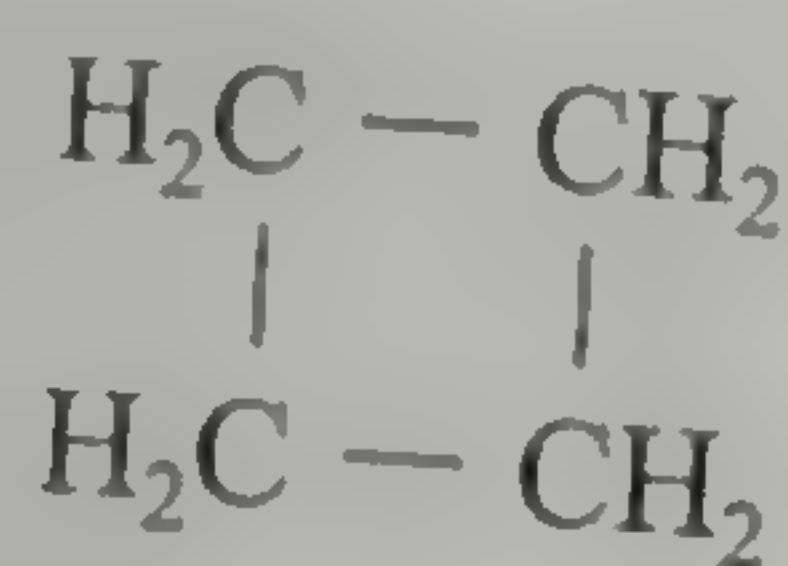


Cadeias saturadas e insaturadas

Saturadas

Possuem apenas ligações simples entre carbonos.

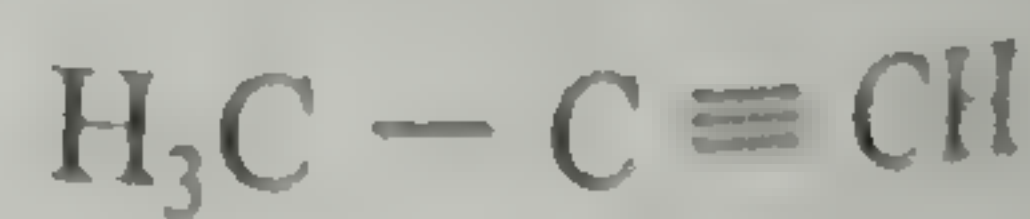
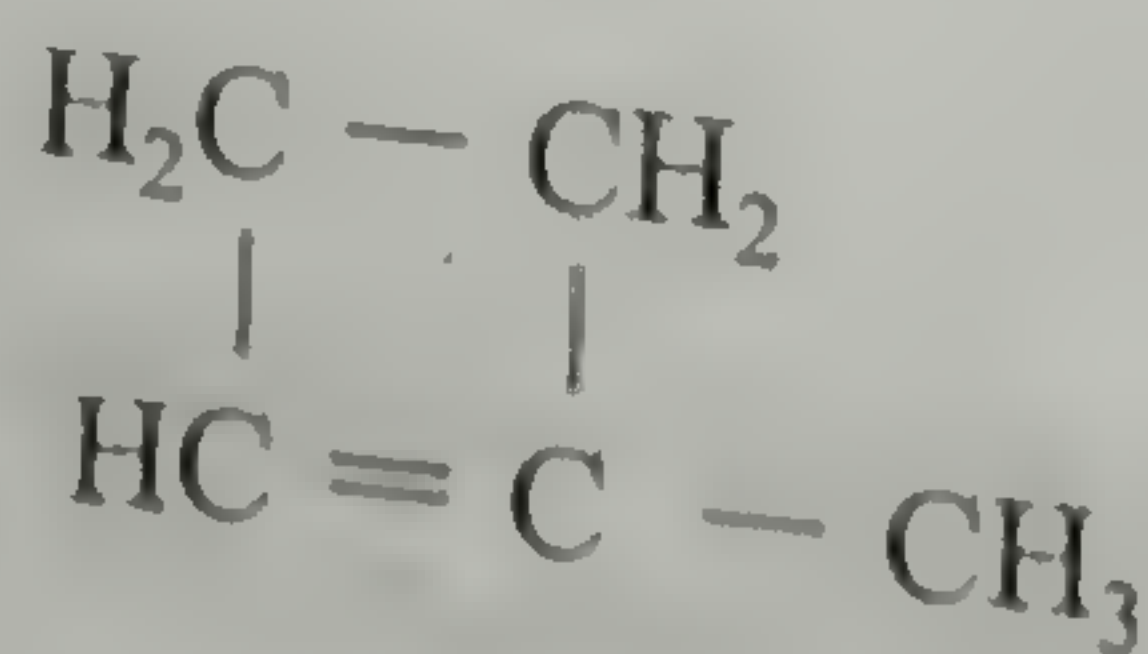
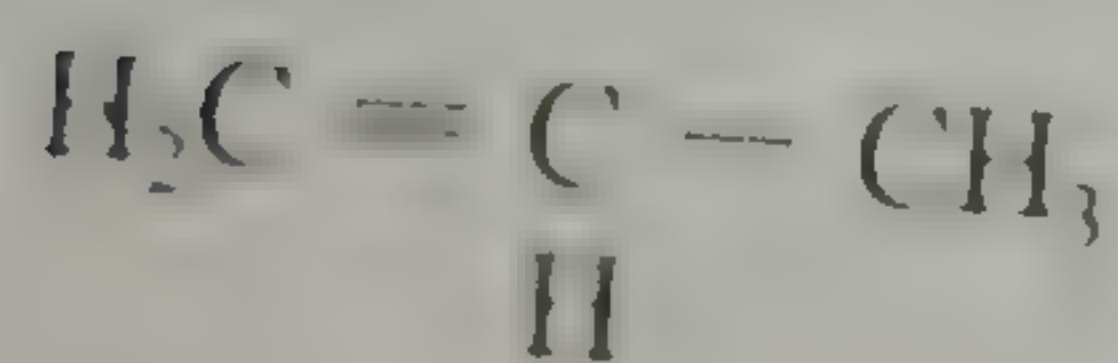
Exemplos:



Insaturadas

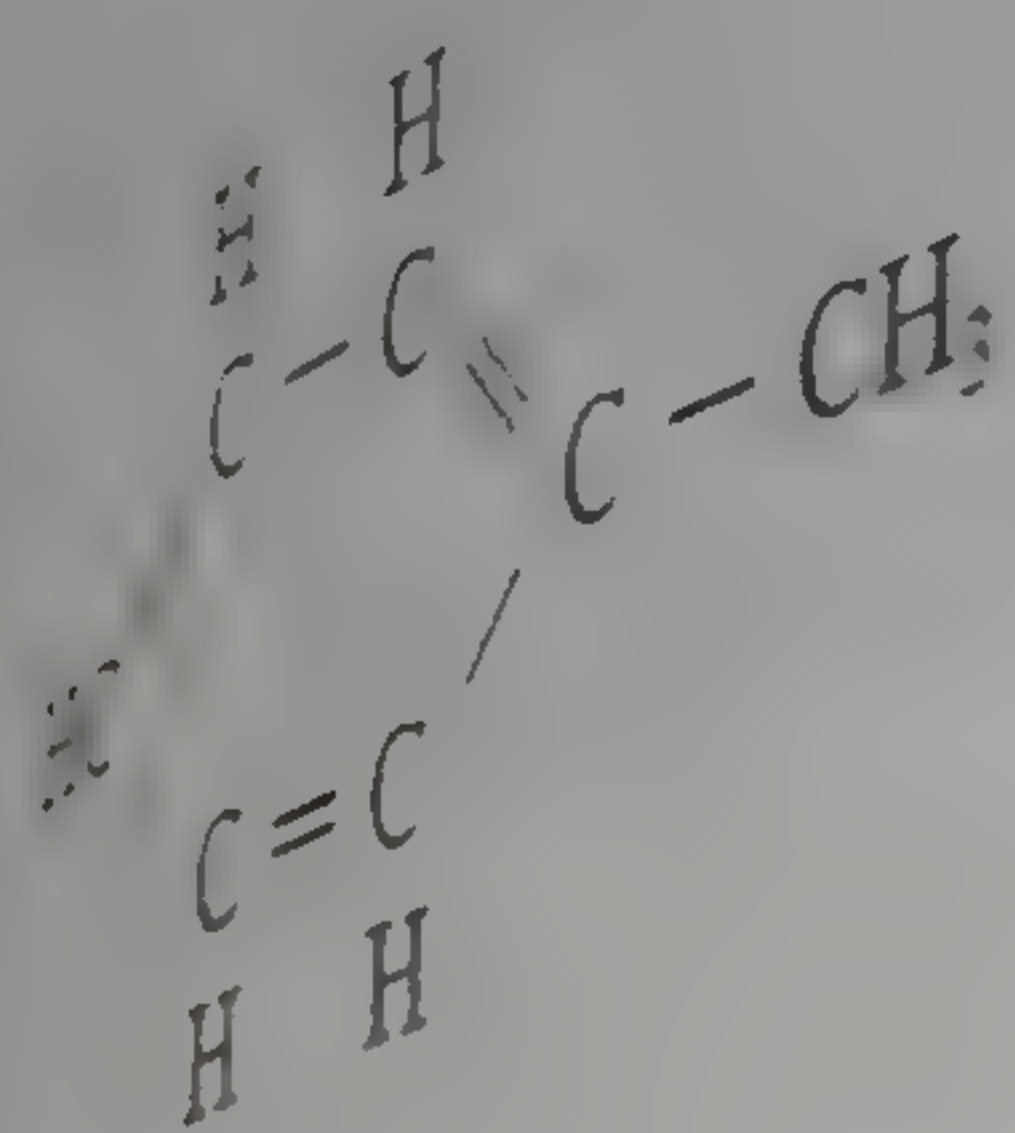
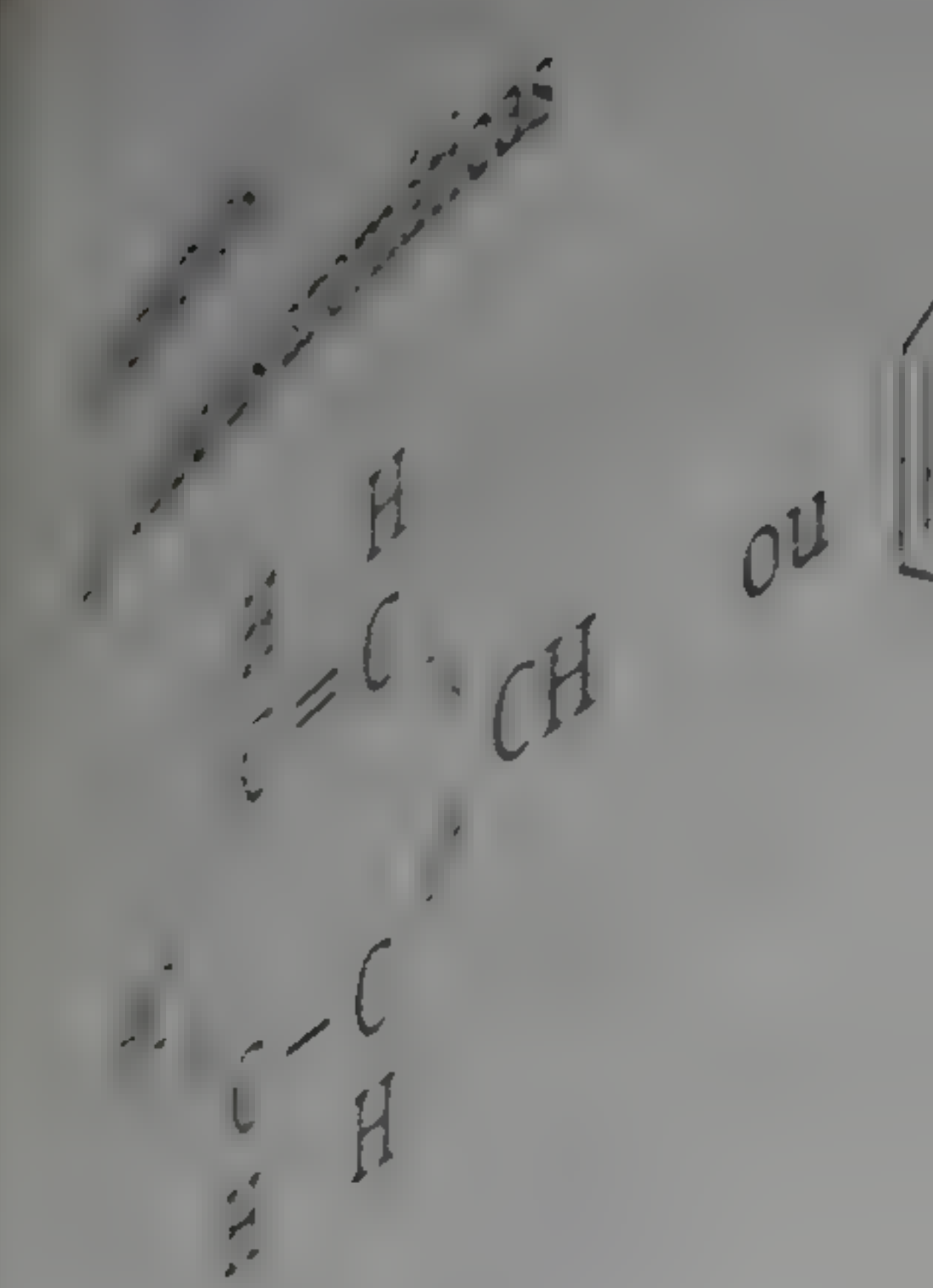
Quando há pelo menos uma ligação dupla ou tripla entre carbonos.

Exemplos:

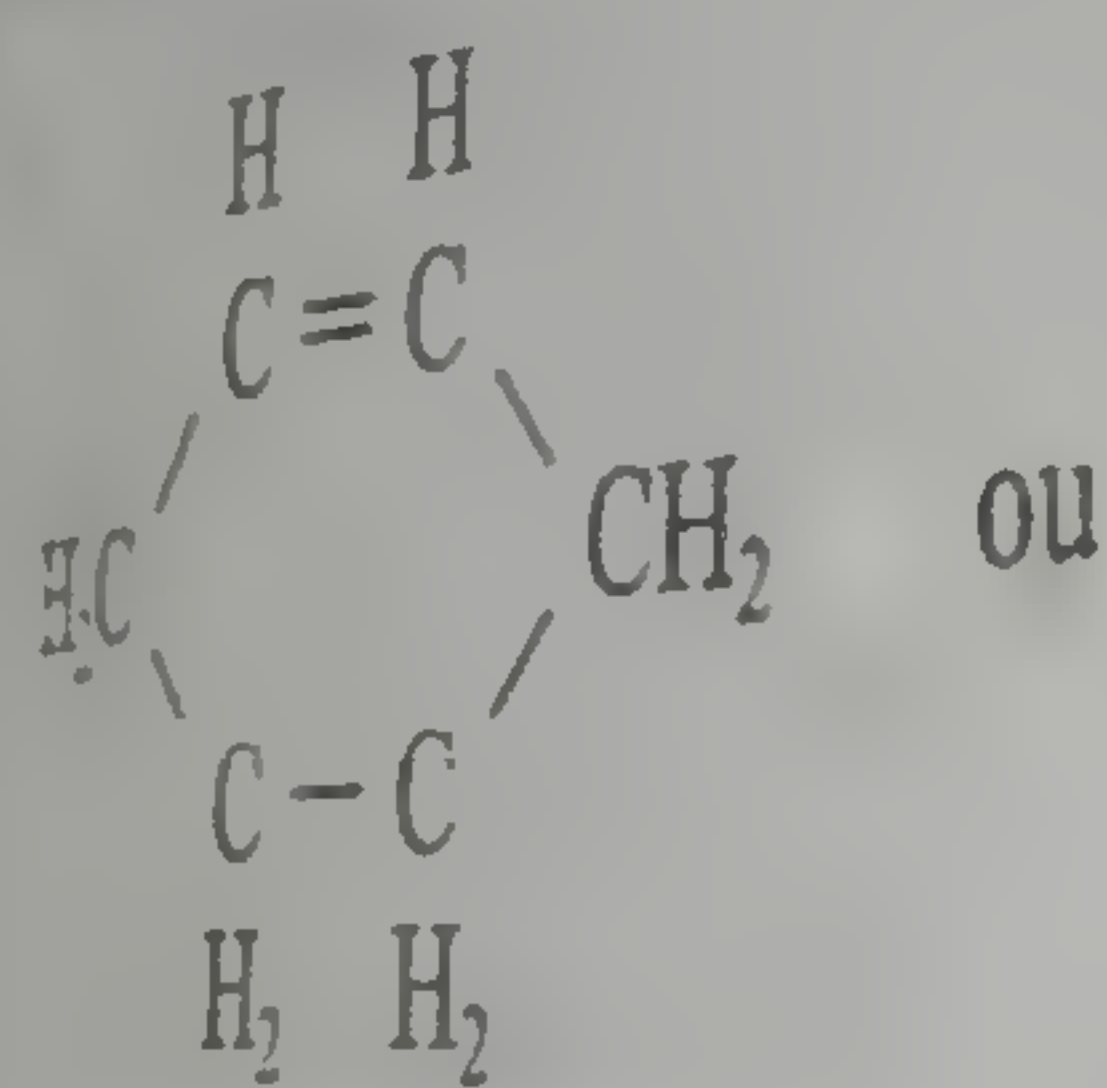


Observação

A cadeia carbônica cíclica que contém seis átomos de carbono com três duplas ligações alternadas é denominada *aromática*; esse anel chama-se benzênico. Se a cadeia é fechada sem anel benzênico é denominada *alícíclica*.



cadeias alícíclicas

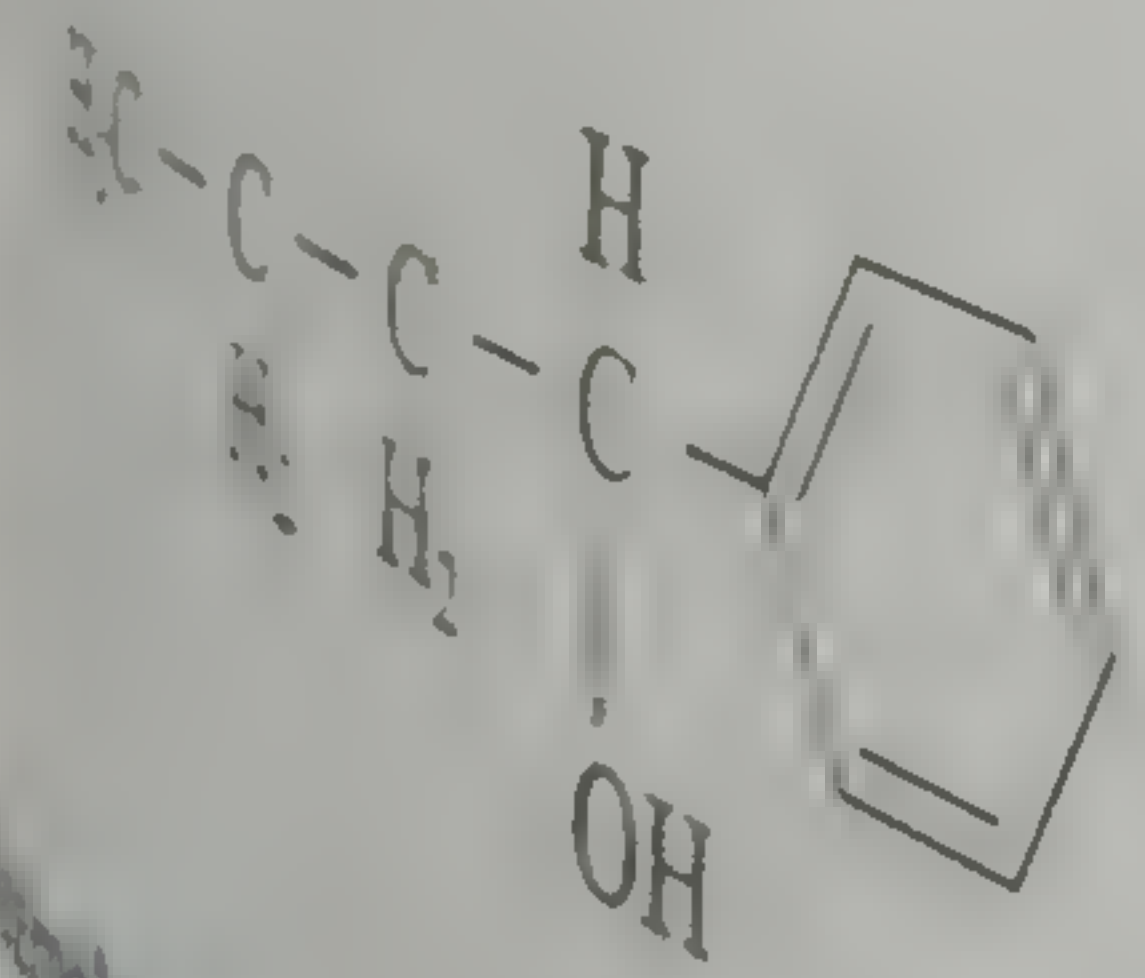


Cadeias homogêneas e hetero

Exemplos

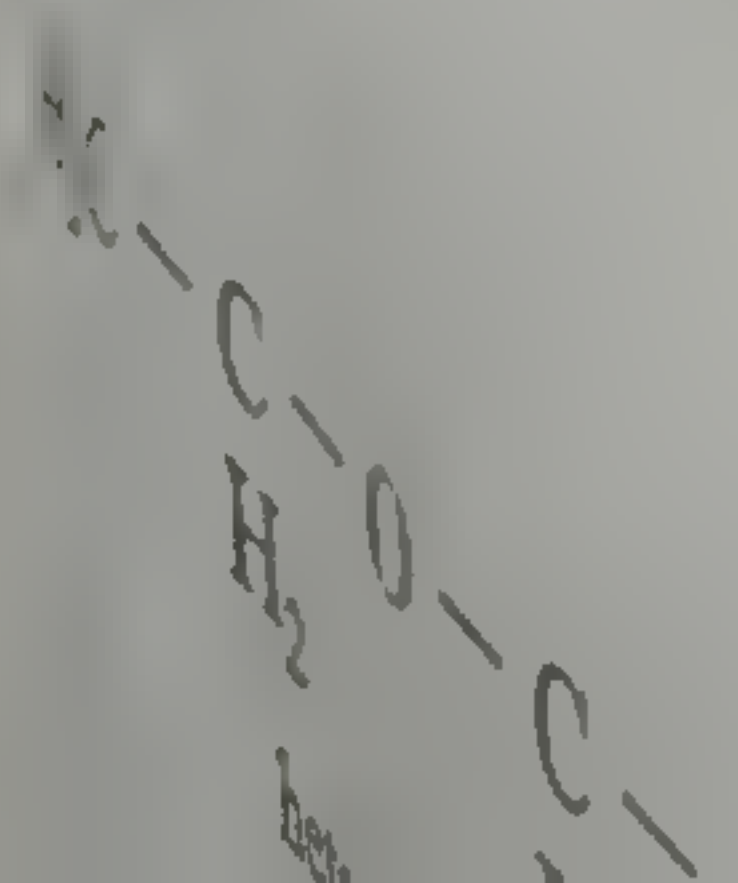
Apresentam apenas átomos de carbono

Exemplos:



Exemplos

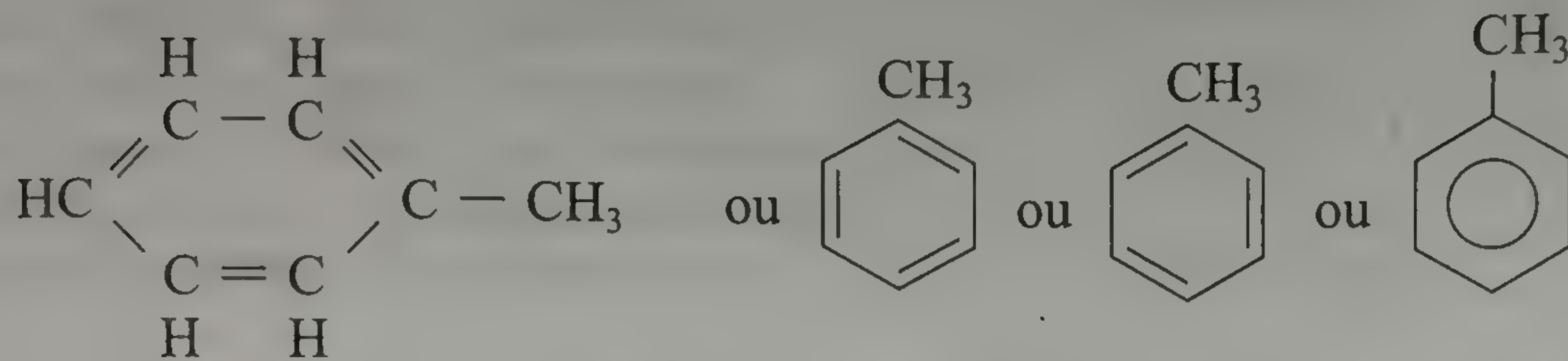
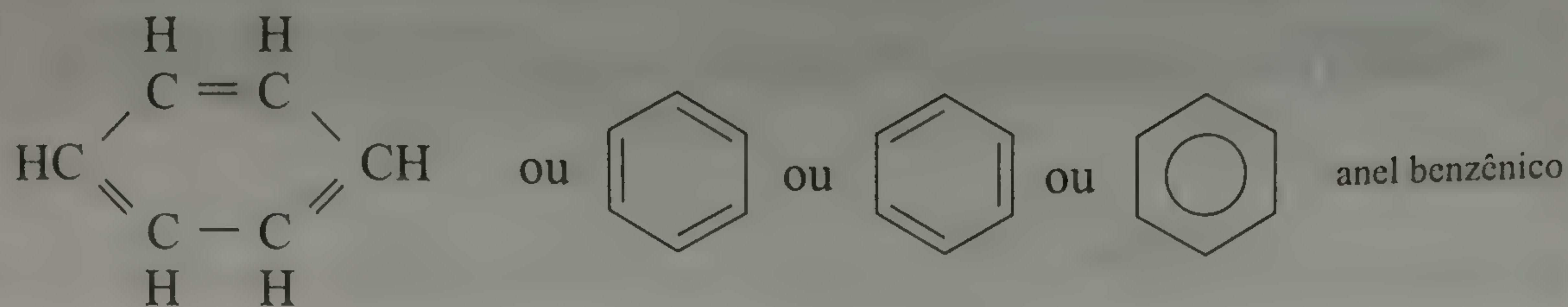
Apresentam um heteroátomo, isto é, á



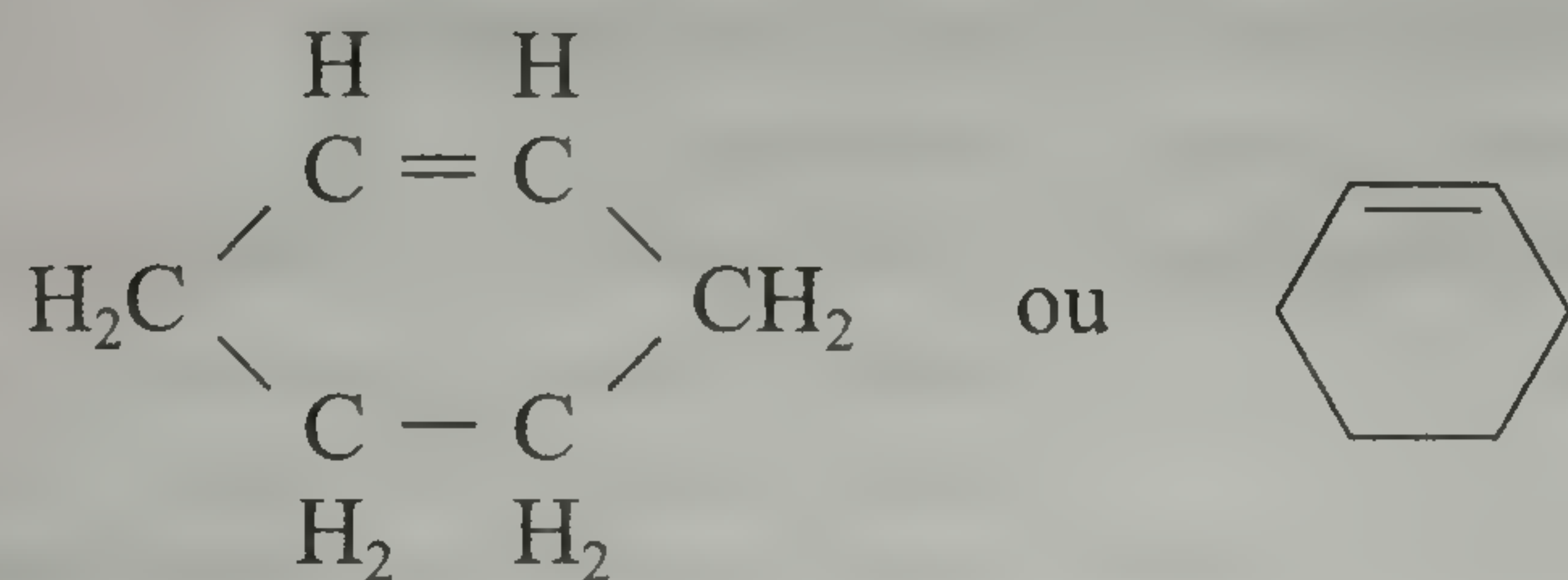
QUÍMICA ORGÂNICA

Exemplos:

a) cadeias aromáticas



b) cadeias alicíclicas

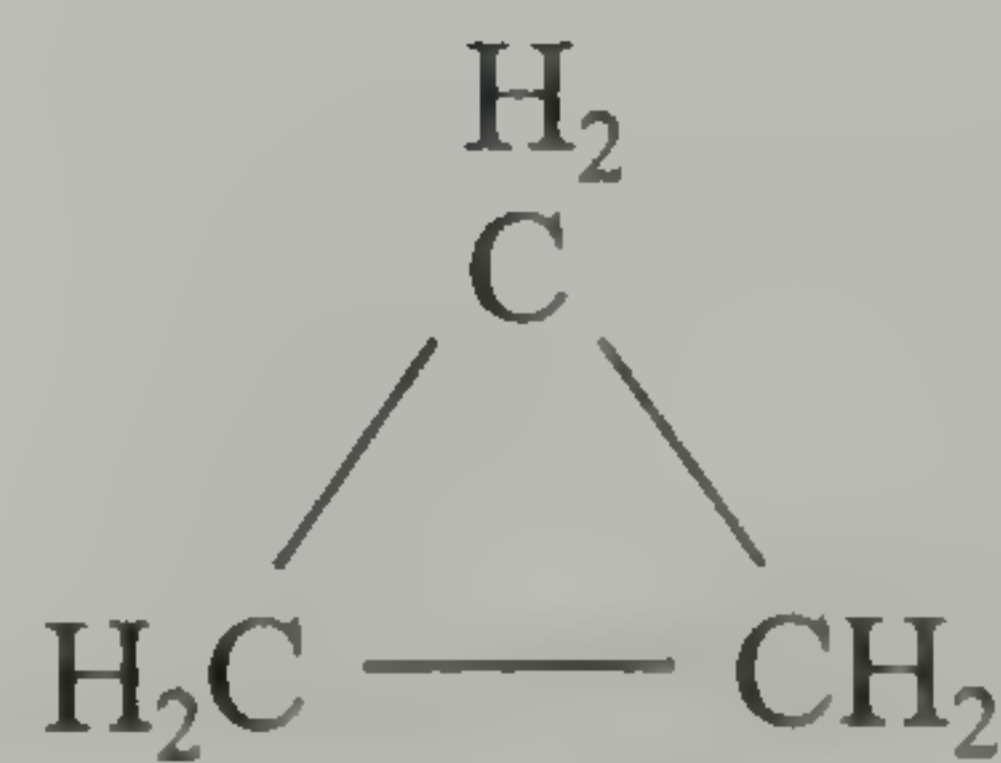
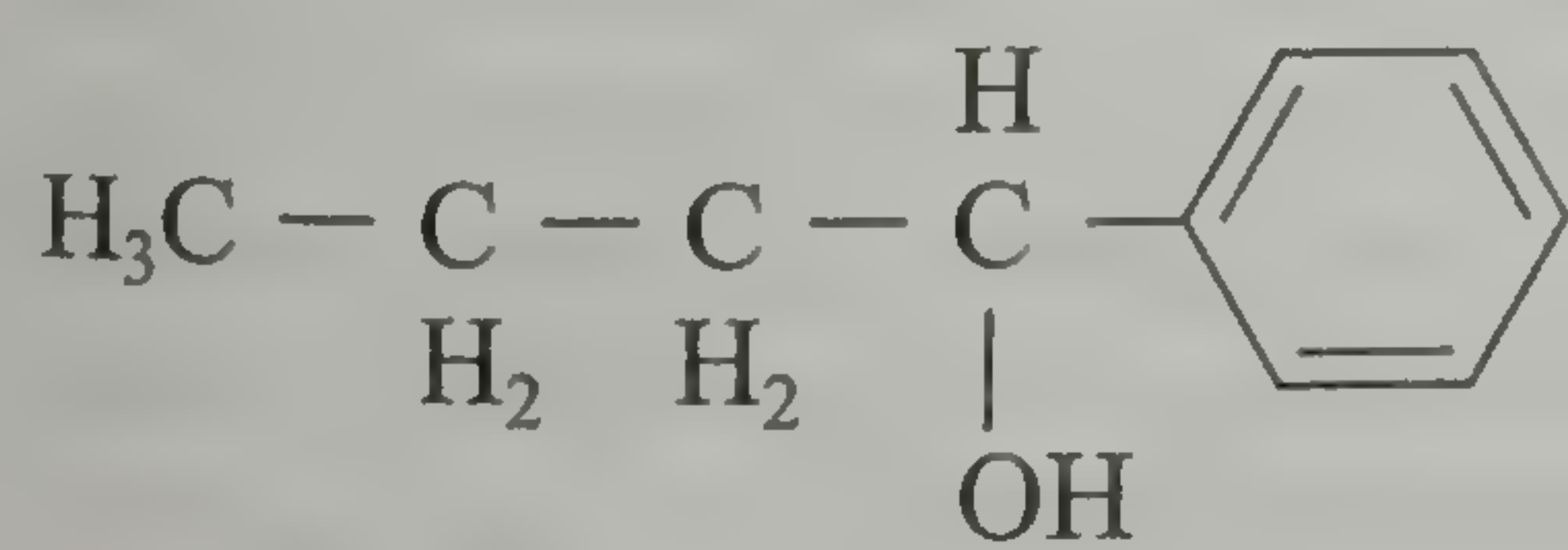


Cadeias homogêneas e heterogêneas

Homogêneas

Apresentam apenas átomos de carbono na cadeia.

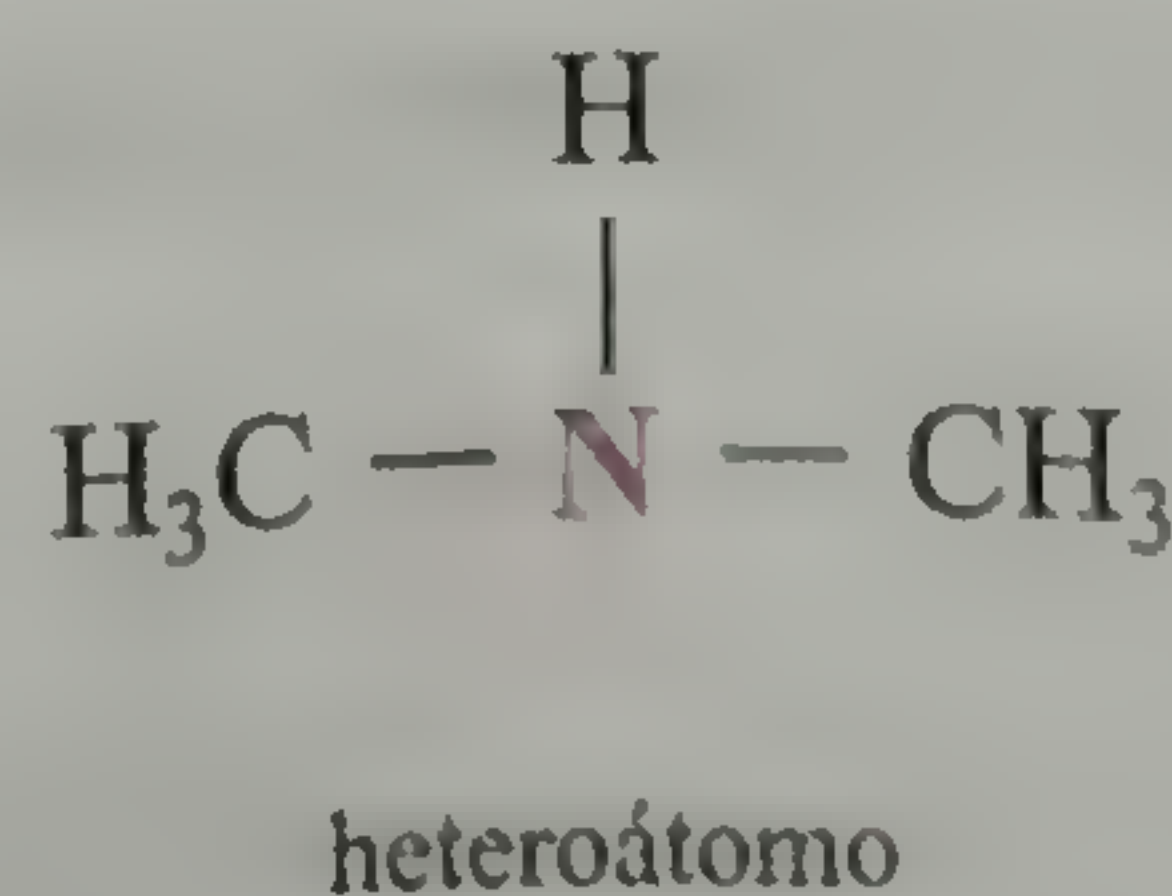
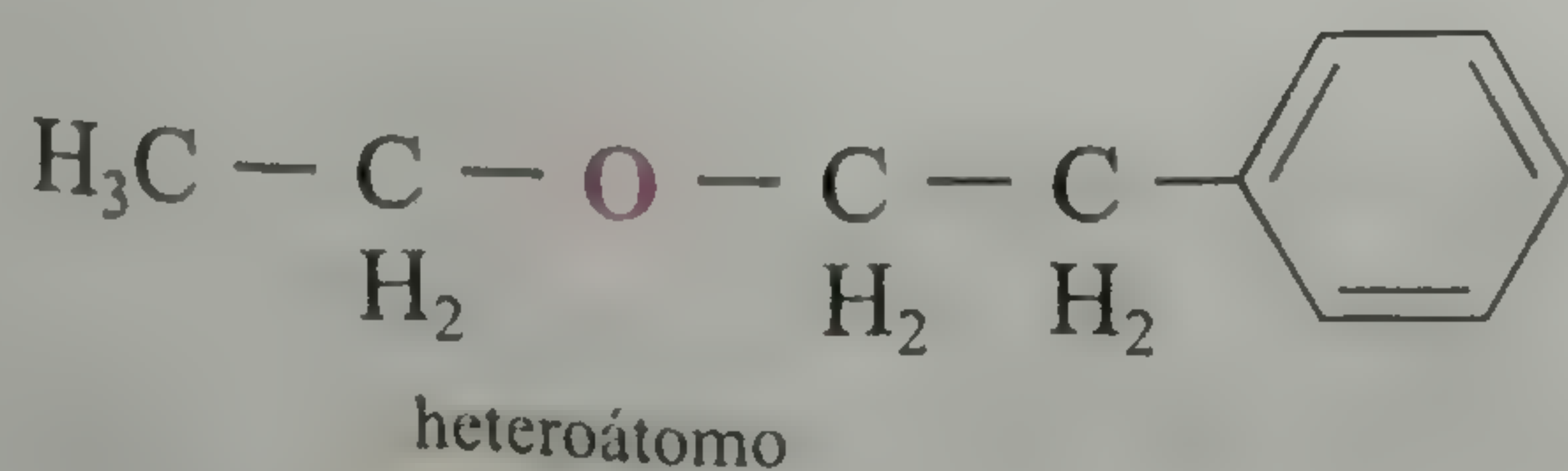
Exemplos:



Heterogêneas

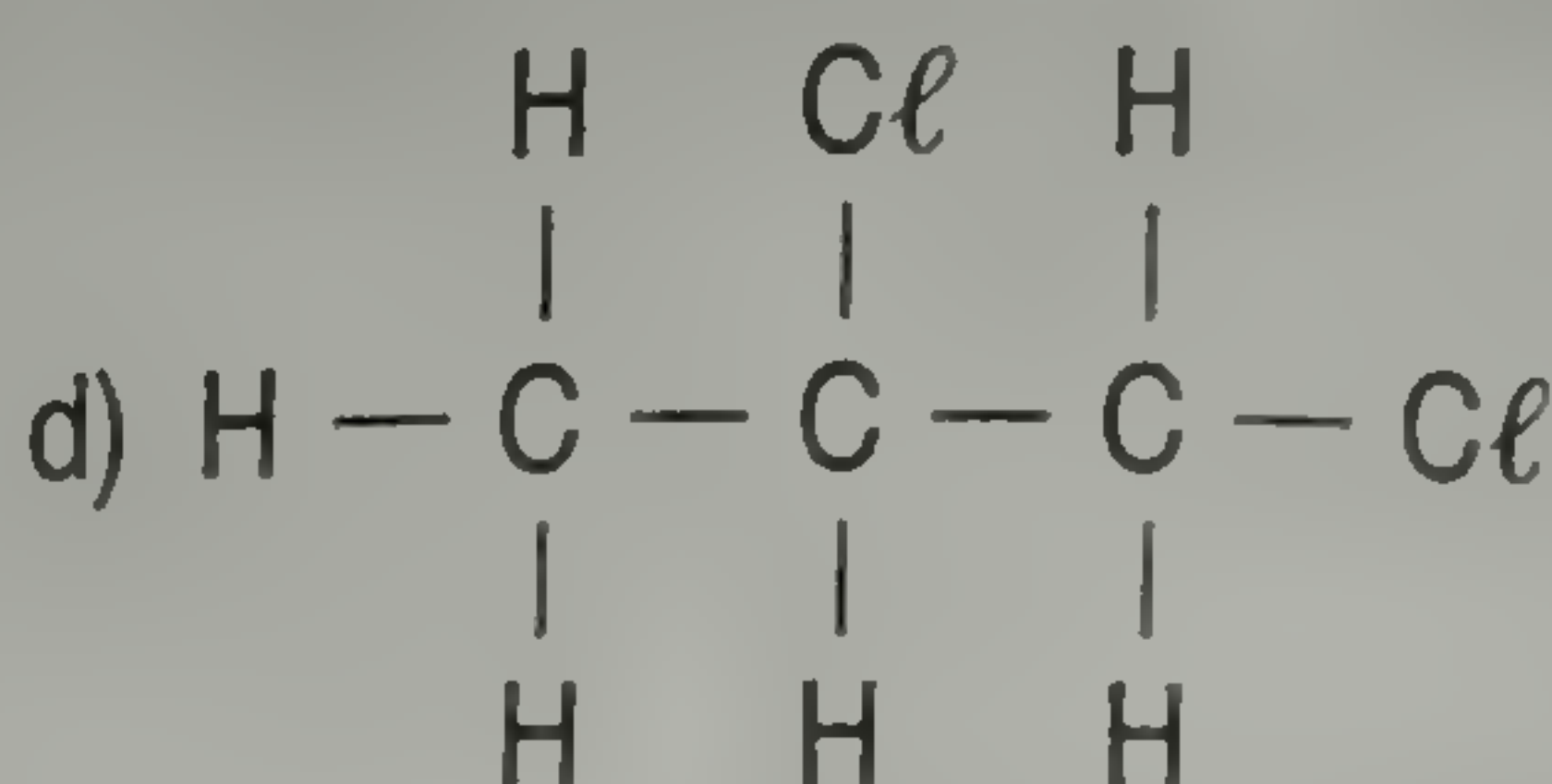
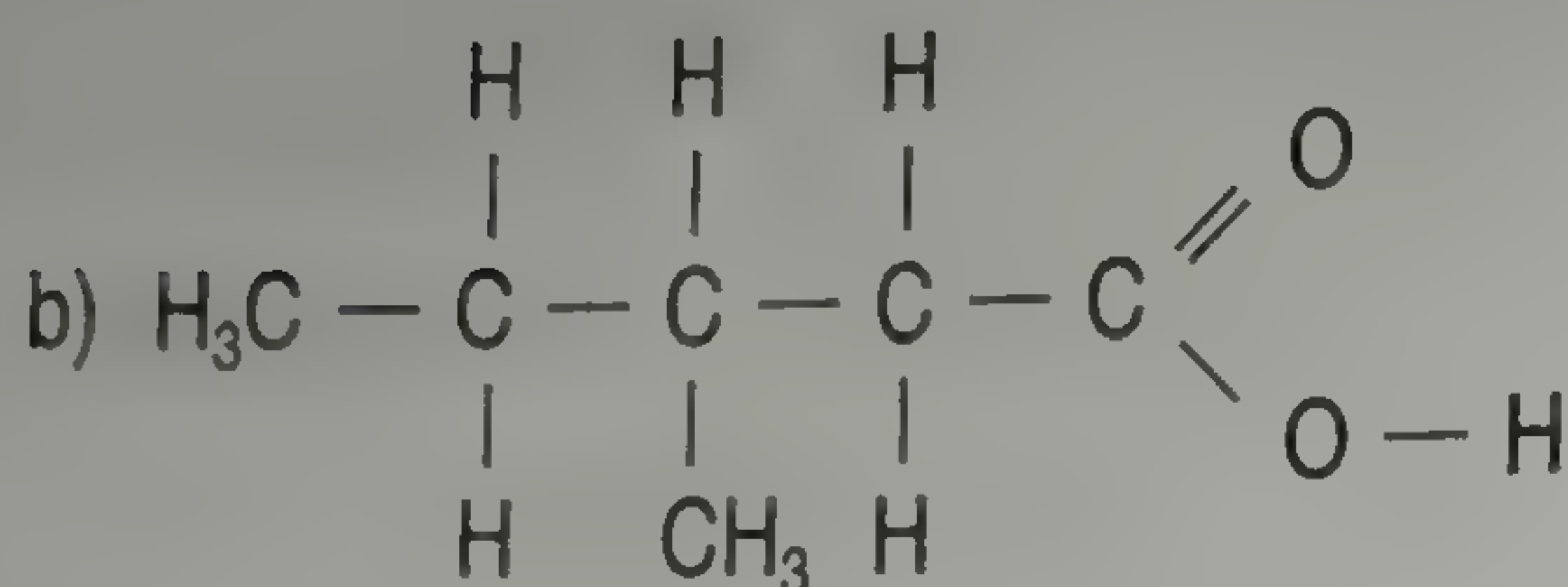
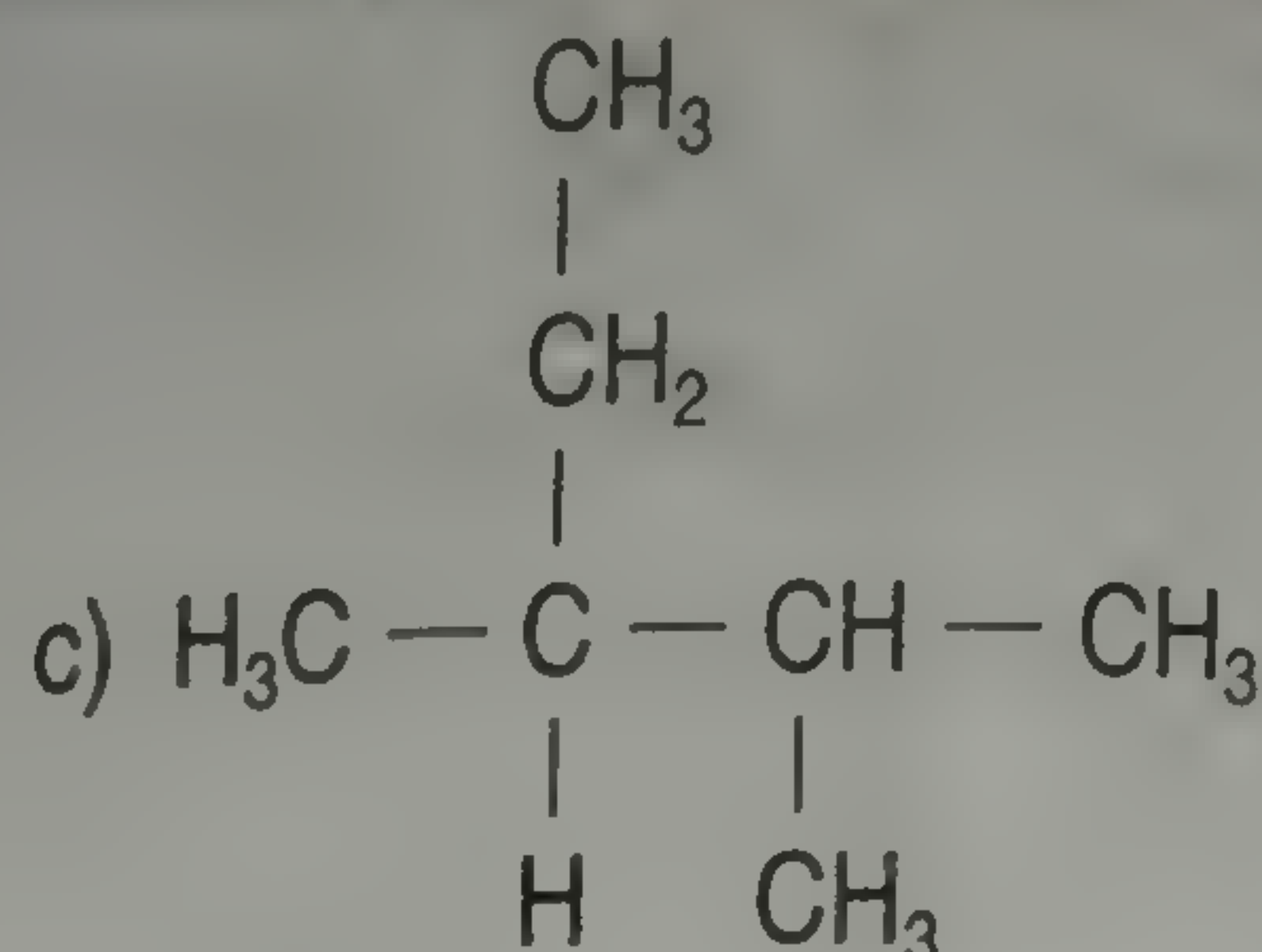
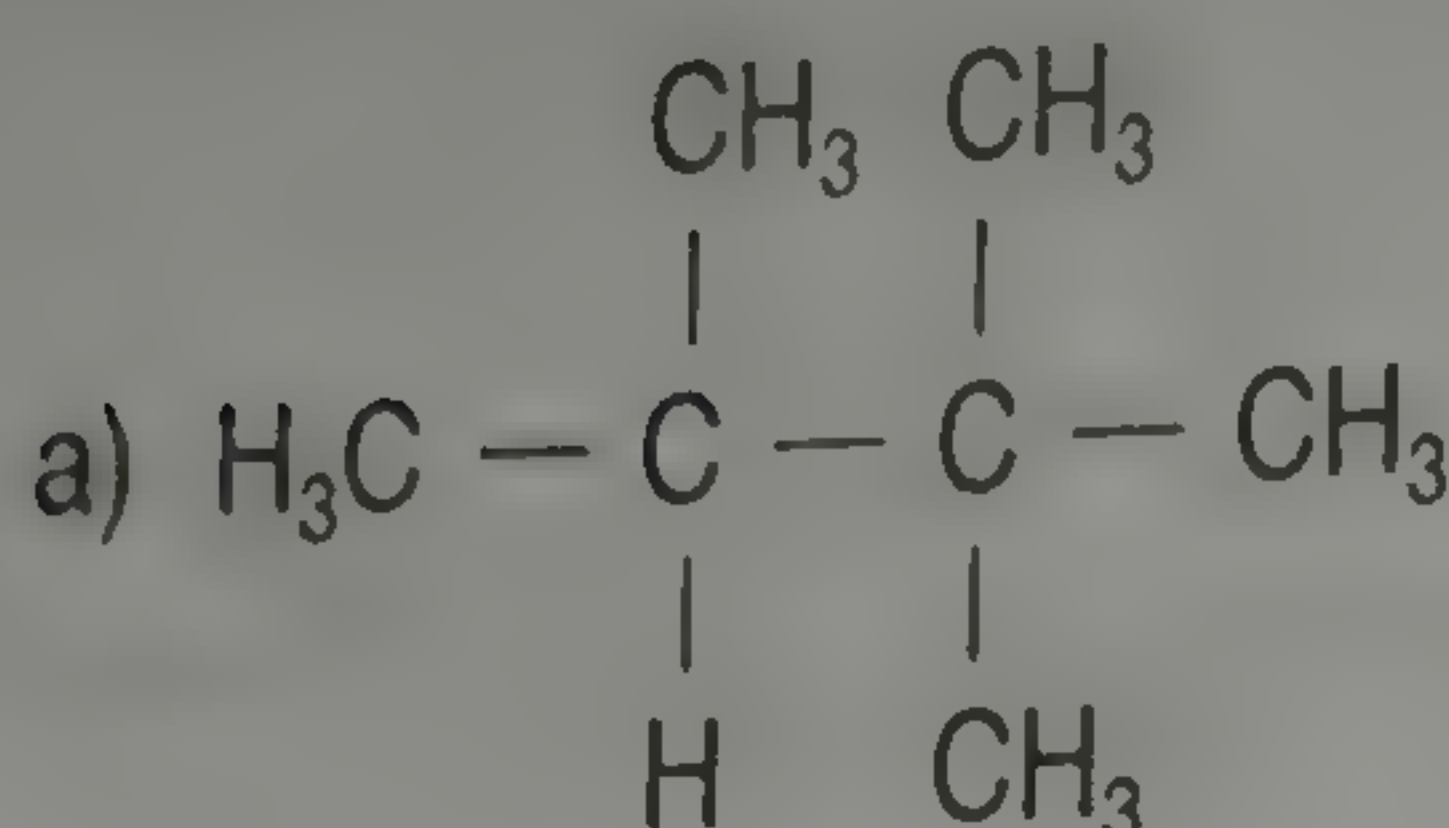
Apresentam um heteroátomo, isto é, átomo de elemento diferente do carbono, na cadeia.

Exemplos:



ATENÇÃO

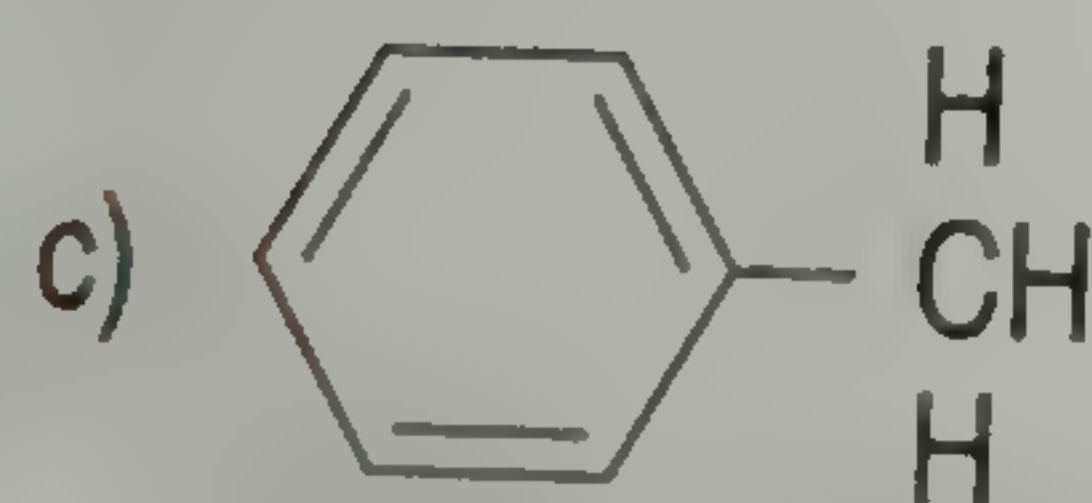
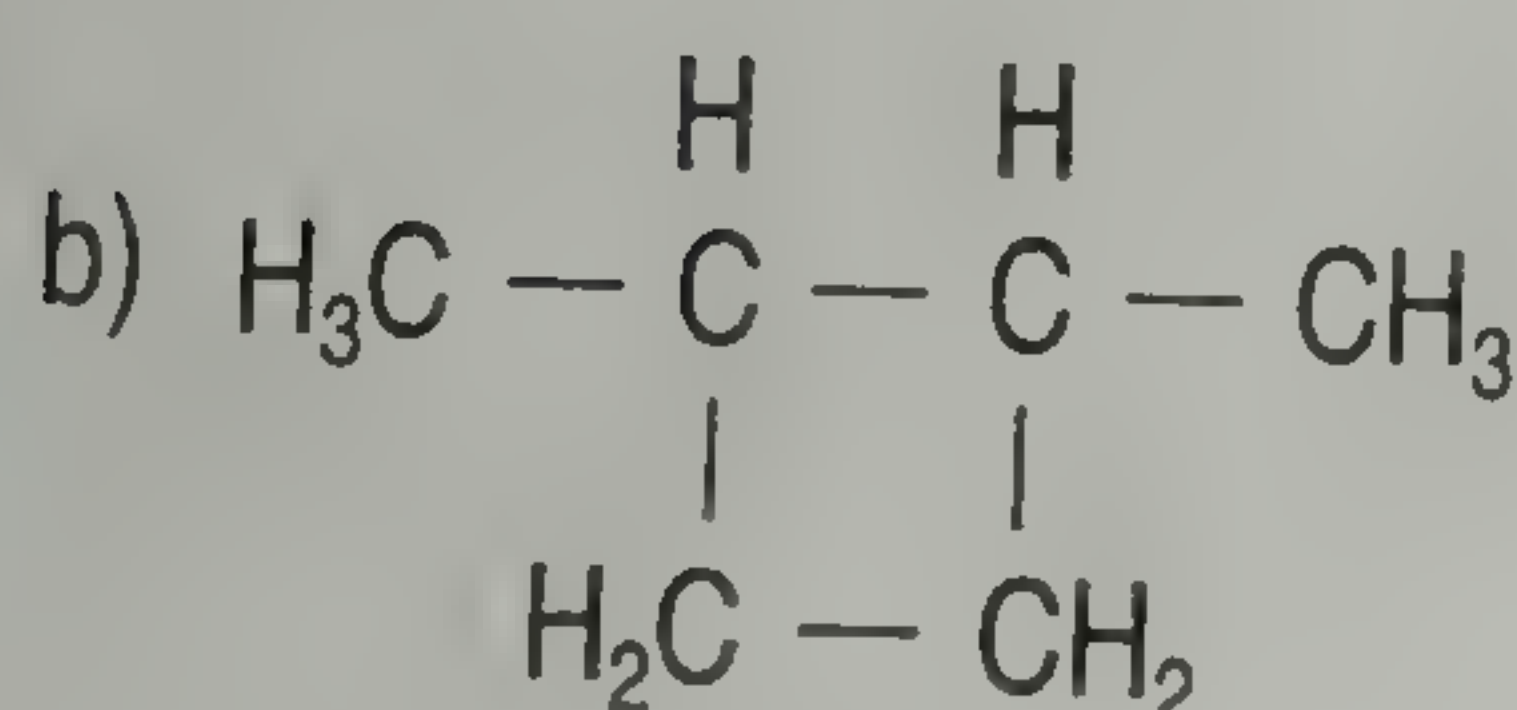
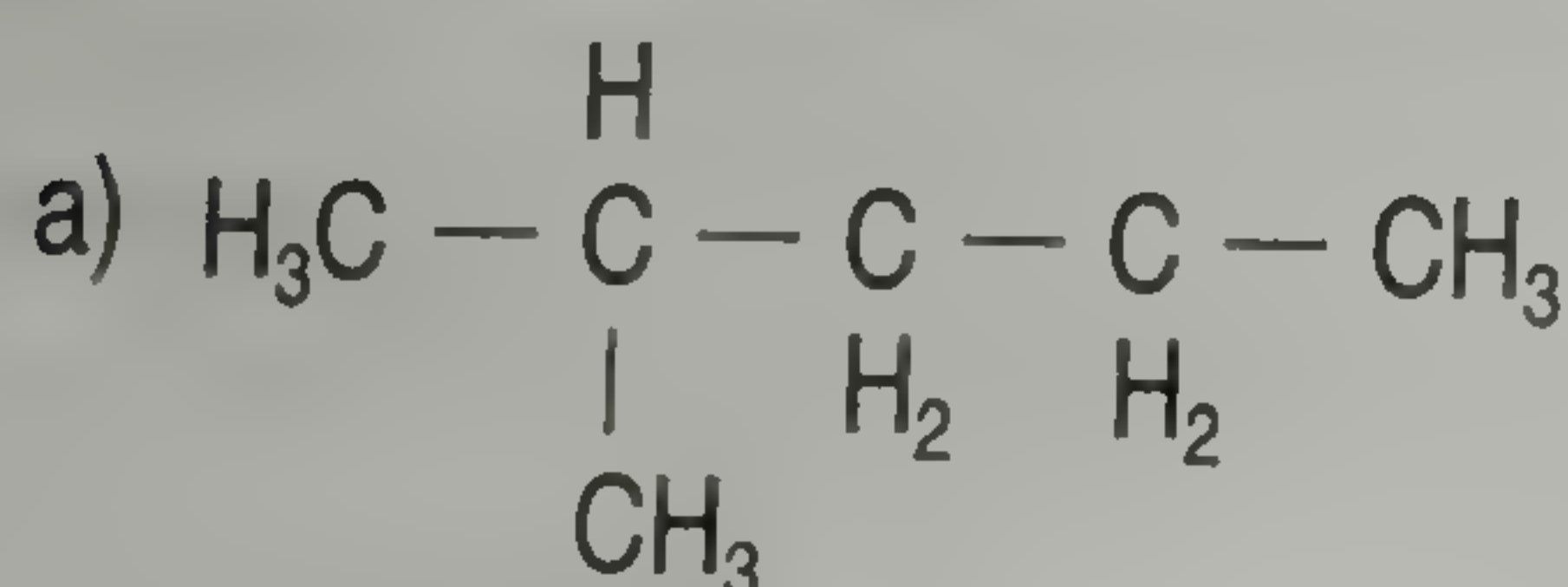
1. Assinale os carbonos primário, secundário, terciário e quaternário nas cadeias abaixo:



2. Escreva a fórmula estrutural de compostos orgânicos que apresentem:

- cinco átomos de **C**, sendo um deles carbono quaternário;
- apenas carbonos primários e dois terciários;
- apenas carbonos primários.

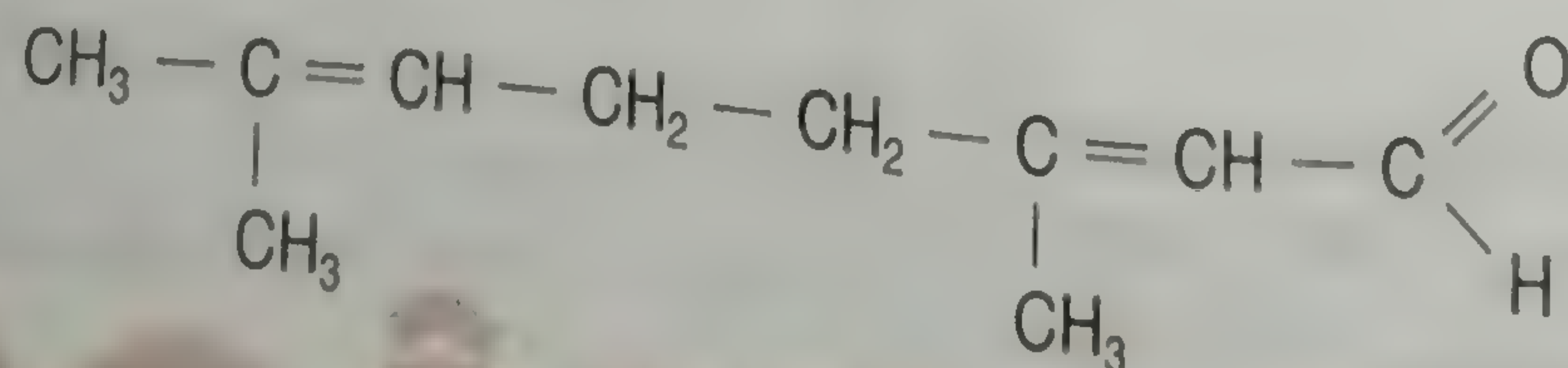
3. Considerando a fórmula estrutural dos compostos abaixo, classifique a cadeia carbônica:



4. Escreva a fórmula estrutural de compostos orgânicos que apresentem:

- três átomos de **C** e um heteroátomo;
- cinco átomos de **C**, cadeia carbônica ramificada e insaturada;
- cinco átomos de **C**, todos secundários e saturados;
- dois anéis benzênicos.

5. (UFRGS) O citral, composto de fórmula:



...sabor de limão e é empregado na indústria de perfumaria. A cadeia carbônica é classificada como: saturada, heterogênea, ramificada, normal, homogênea, saturada e normal. A questão deve ser resolvida com base nas fórmulas estruturais numeradas 1 a 4.

1. $\text{COOH} + \text{HOCH}_2 - \text{CH}_3$

2. Classificação da cadeia carbônica do composto: insaturada, heterogênea, ramificada, homogênea, saturada, homogênea.

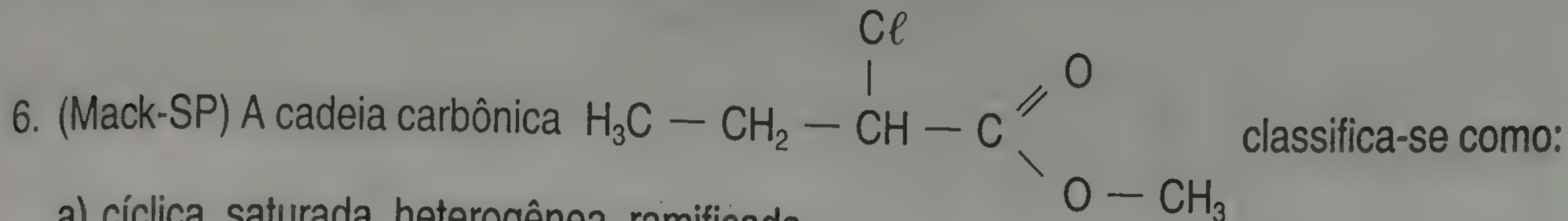
3. Assinale a alternativa correta.

4. Classificação da cadeia carbônica do composto: $\text{CH}_3 - \text{C} - \text{CH}_2 - \text{N} - \text{CH}_3$ (onde o N está ligado a um H): saturada, normal, heterogênea e saturada, ramificada, homogênea e saturada, ramificada, heterogênea e saturada, normal, homogênea e saturada.

5. Ligações do carbono: Na estrutura eletrônica do carbono, há 4 elétrons de valência. Os orbitais p incompletos são 3.

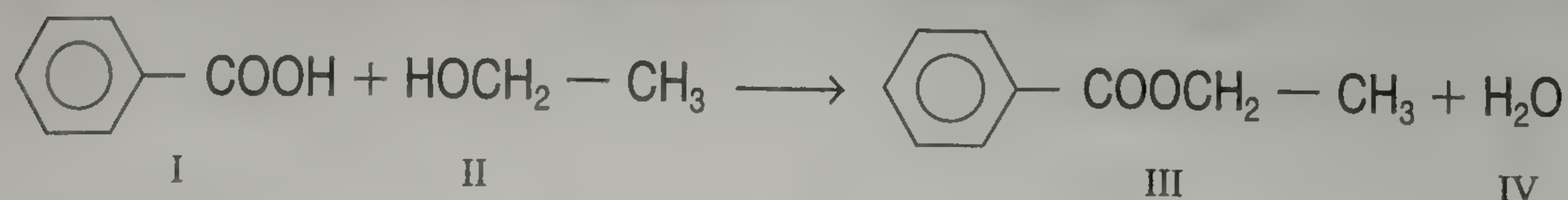
tem forte sabor de limão e é empregado em alimentos para dar-lhes sabor e aroma cítricos. Sua cadeia carbônica é classificada como:

- a) homogênea, insaturada e ramificada.
- b) homogênea, saturada e normal.
- c) homogênea, insaturada e aromática.
- d) heterogênea, insaturada e ramificada.
- e) heterogênea, saturada e aromática.



- a) cíclica, saturada, heterogênea, ramificada.
- b) aberta, saturada, heterogênea, normal.
- c) aberta, saturada, heterogênea, ramificada.
- d) acíclica, insaturada, homogênea, ramificada.
- e) aberta, insaturada, homogênea, normal.

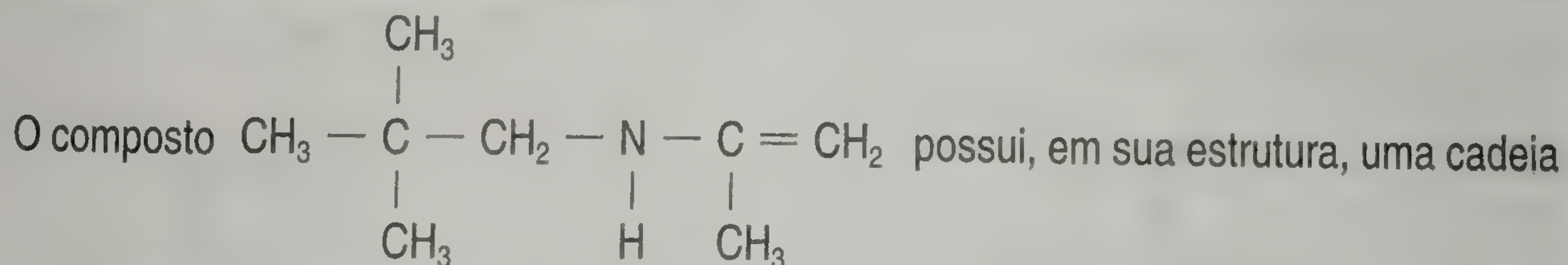
7. (UCS) Instrução: A questão deve ser respondida com base na reação representada abaixo, em que as fórmulas estão numeradas com numerais romanos.



A classificação da cadeia carbônica do composto de fórmula III é:

- a) mista, insaturada, heterogênea.
- b) cíclica, insaturada, heterogênea.
- c) mista, saturada, homogênea.
- d) acíclica, saturada, heterogênea.
- e) acíclica, insaturada, homogênea.

8. (UFBA) Assinale a alternativa correta.

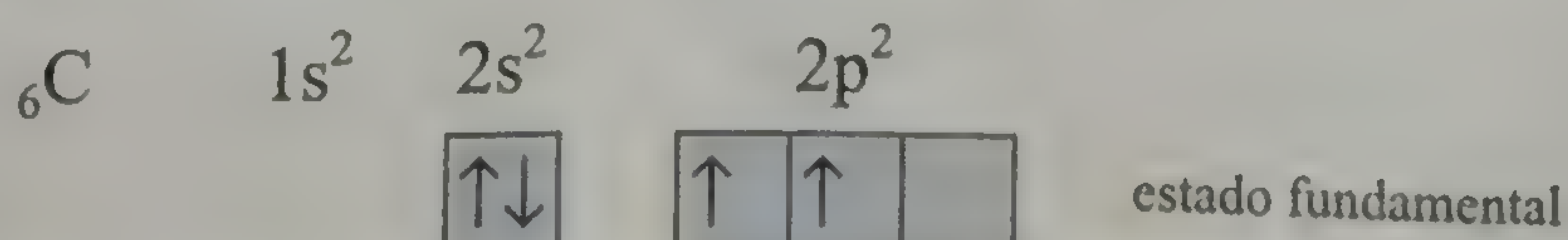


que pode ser classificada como:

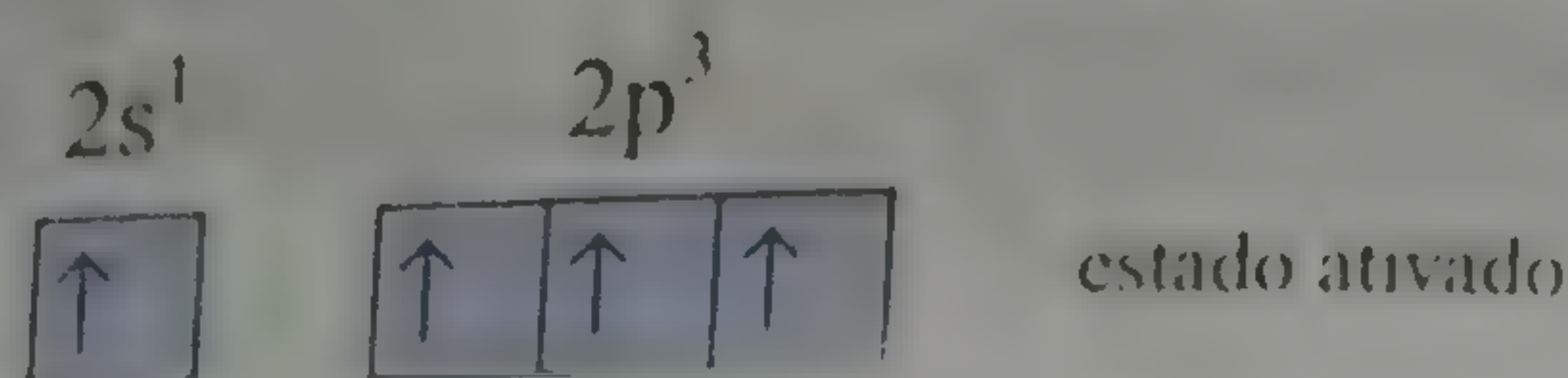
- a) alicíclica, normal, heterogênea e saturada.
- b) alicíclica, ramificada, homogênea e saturada.
- c) alifática, ramificada, homogênea e insaturada.
- d) alifática, ramificada, heterogênea e insaturada.
- e) alifática, normal, homogênea e saturada.

Ligações do carbono – orbitais moleculares

Na estrutura eletrônica do *estado fundamental*, o átomo de carbono apresenta dois orbitais *p* incompletos:



O carbono, nos compostos orgânicos, apresenta sempre 4 ligações covalentes comuns e utiliza 4 orbitais incompletos; nessas condições dizemos que o carbono está no estado ativado.

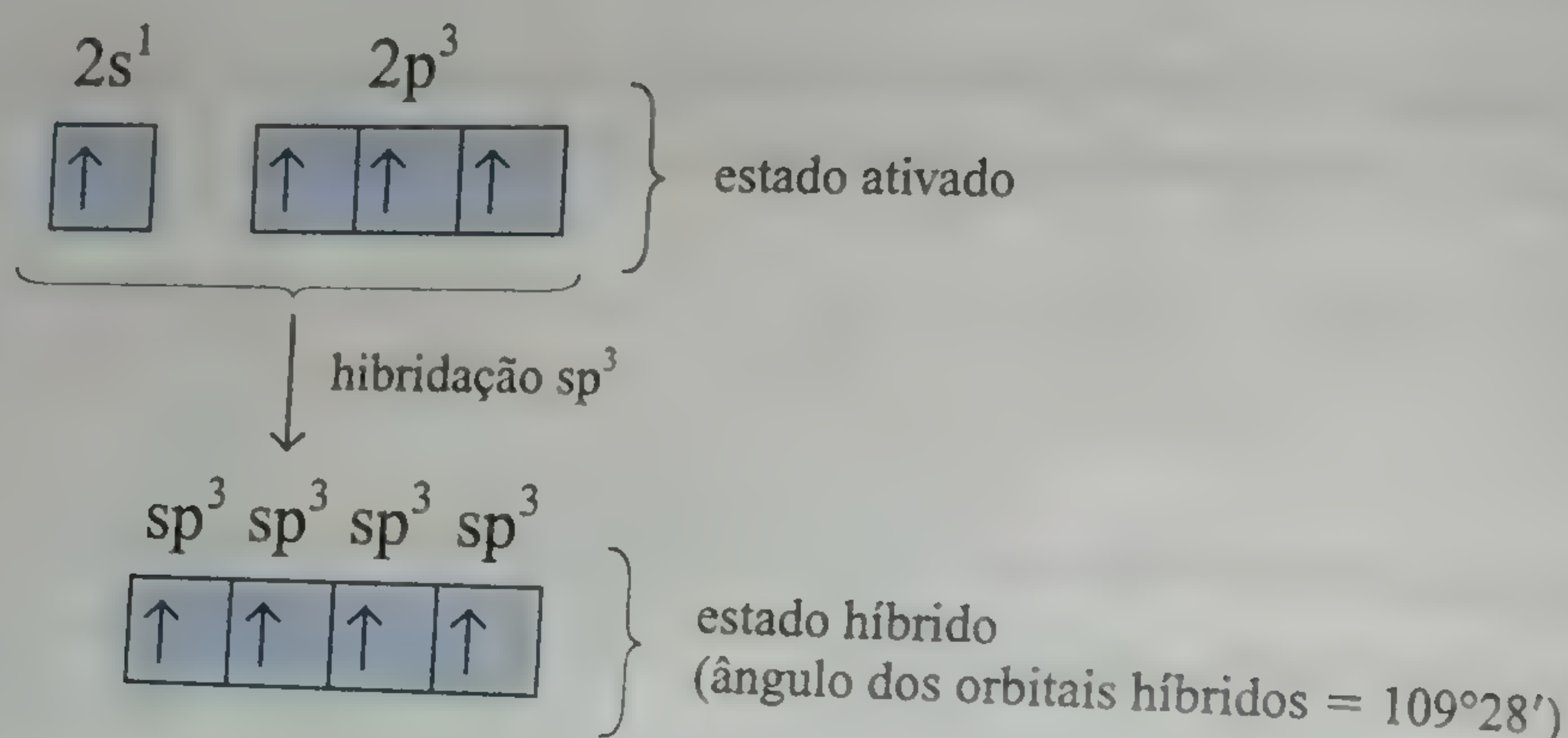


Na formação das ligações ocorrem alterações (rearranjos) nos orbitais atômicos do carbono. Esses rearranjos dão origem aos orbitais híbridos.

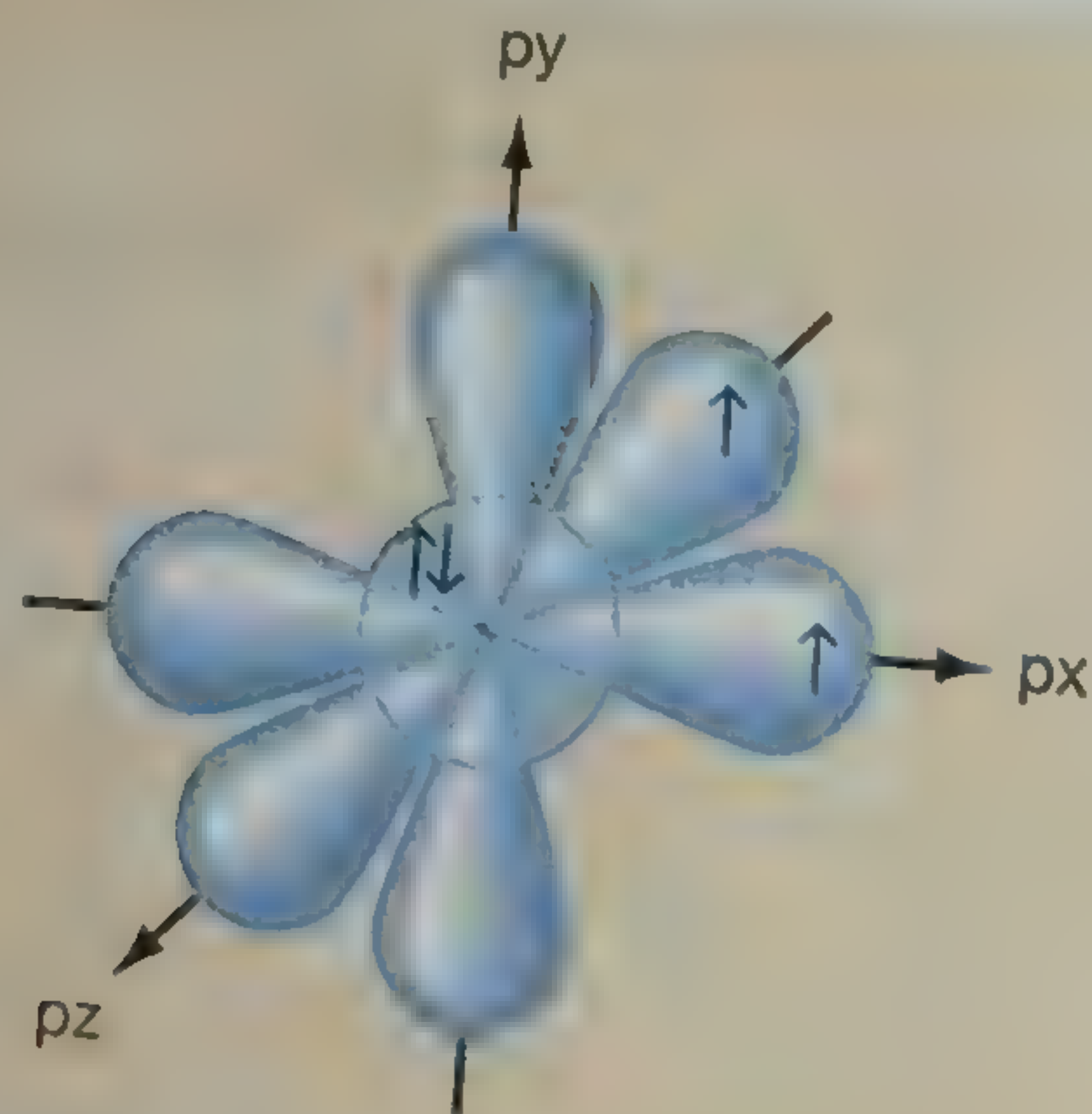
Vamos abordar as ligações simples, duplas e triplas do átomo de carbono a partir do estado ativado.

• Metano (CH_4)

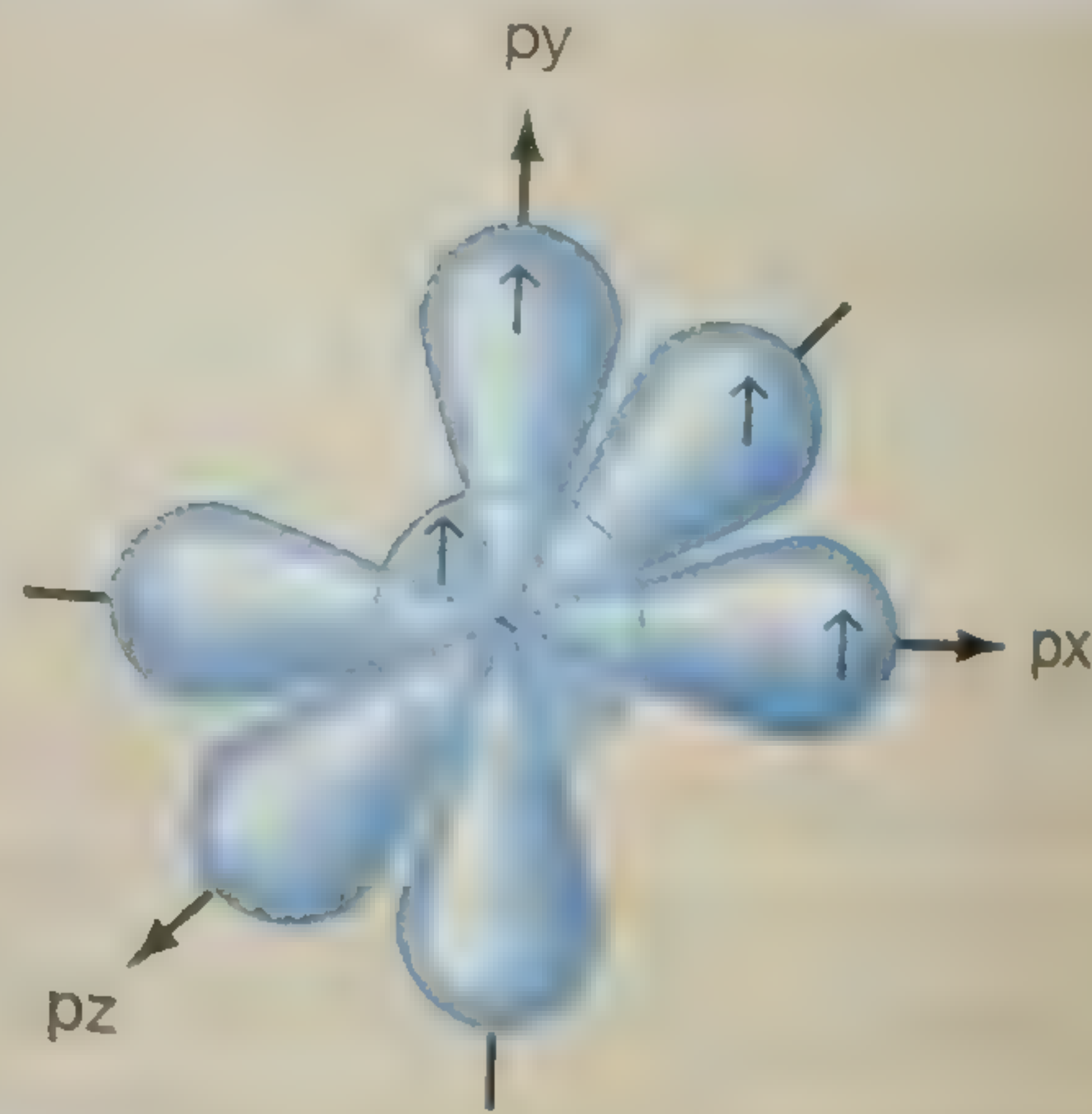
No metano, o carbono forma 4 ligações covalentes simples e a hibridação é do tipo sp^3 .



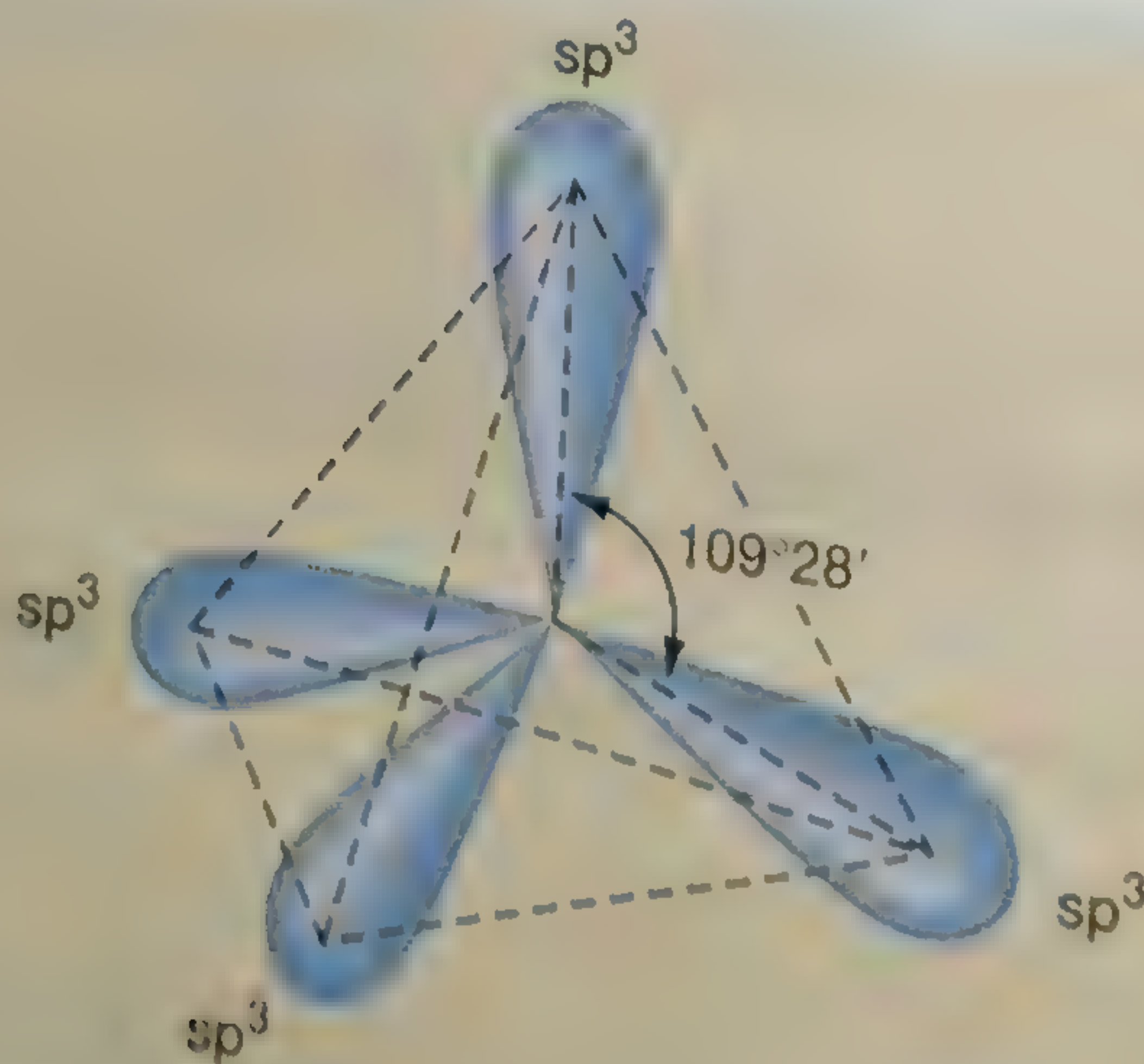
Note que o rearranjo envolveu um orbital s e três orbitais p , do qual resultam quatro orbitais híbridos, denominados sp^3 , que formam entre si um ângulo de $109^\circ 28'$.



Estado fundamental.



Estado ativado.



Estado híbrido.

• Etano (C_2H_6)

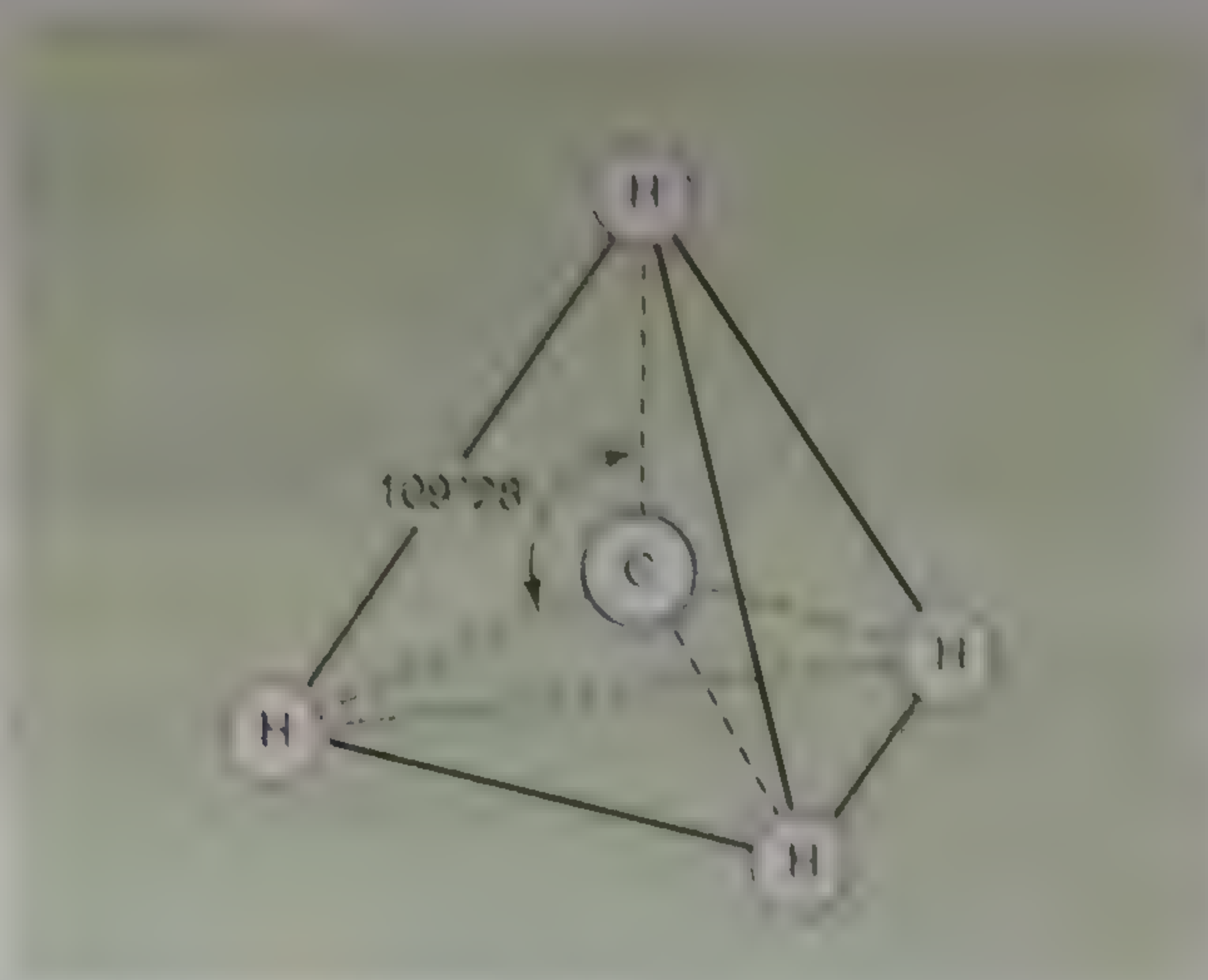
Na molécula do etano, todas as ligações formadas são simples, entre os dois carbonos que formam a cadeia principal.

QUÍMICA ORGÂNICA

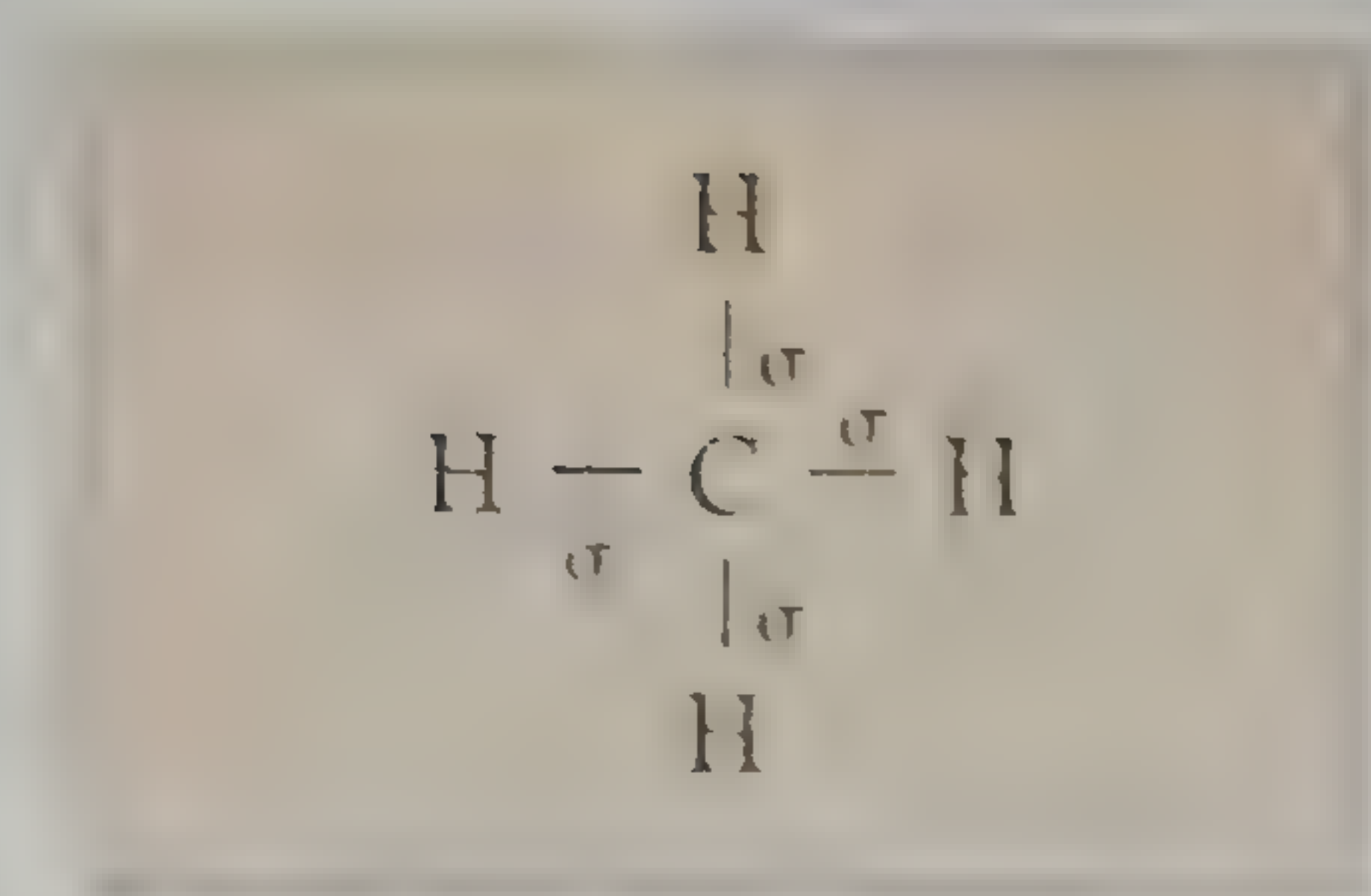
Os orbitais híbridos sp^3 dirigem-se para os vértices de um tetraedro formando entre si ângulos de $109^\circ 28'$. No metano, os quatro átomos de hidrogênio emparelham seus elétrons frontalmente com os orbitais híbridos sp^3 , formando quatro ligações σ ($s-sp^3$). Portanto, a molécula do metano é tetraédrica; suas representações plana e espacial encontram-se na figura a seguir.



Representação espacial



4 orbitais híbridos σ ($s-sp^3$)

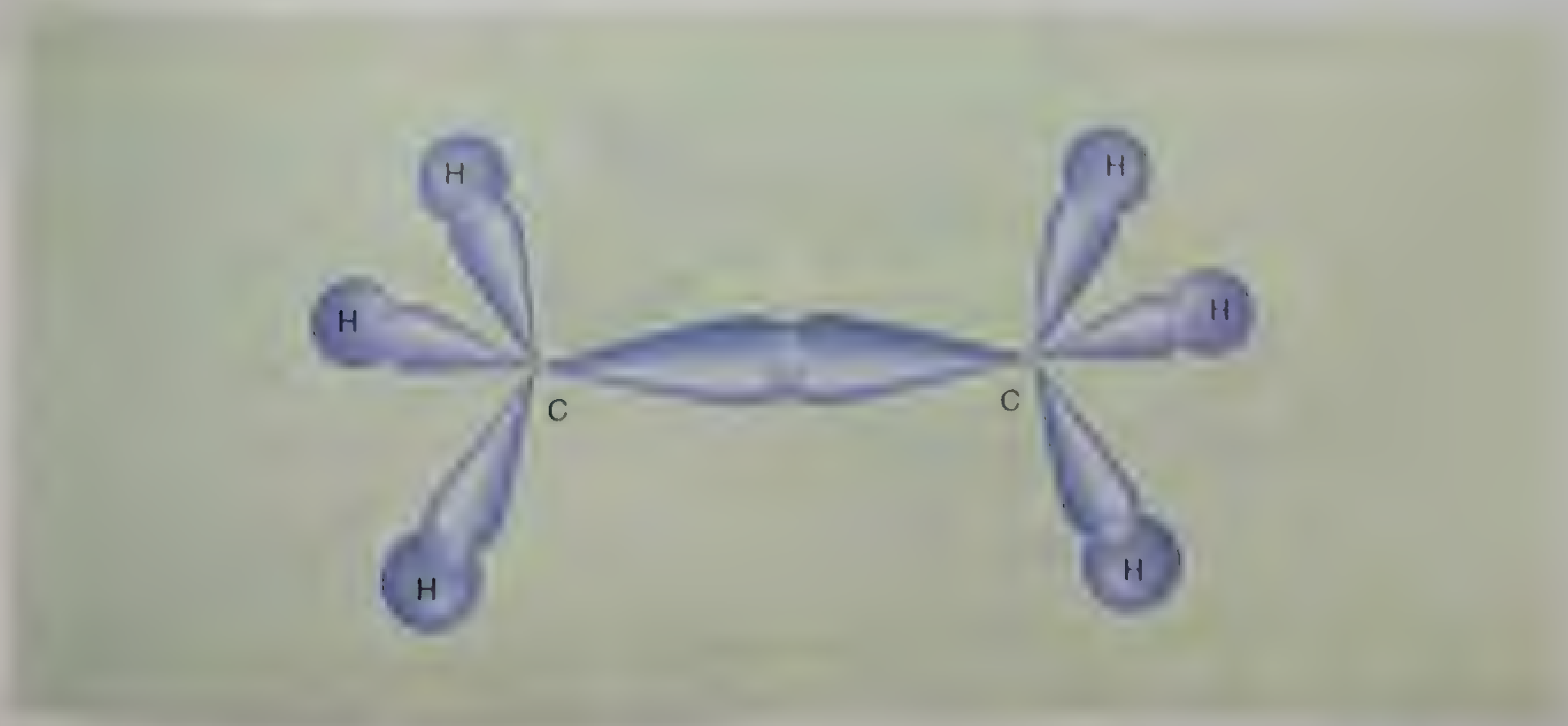


Representação plana.

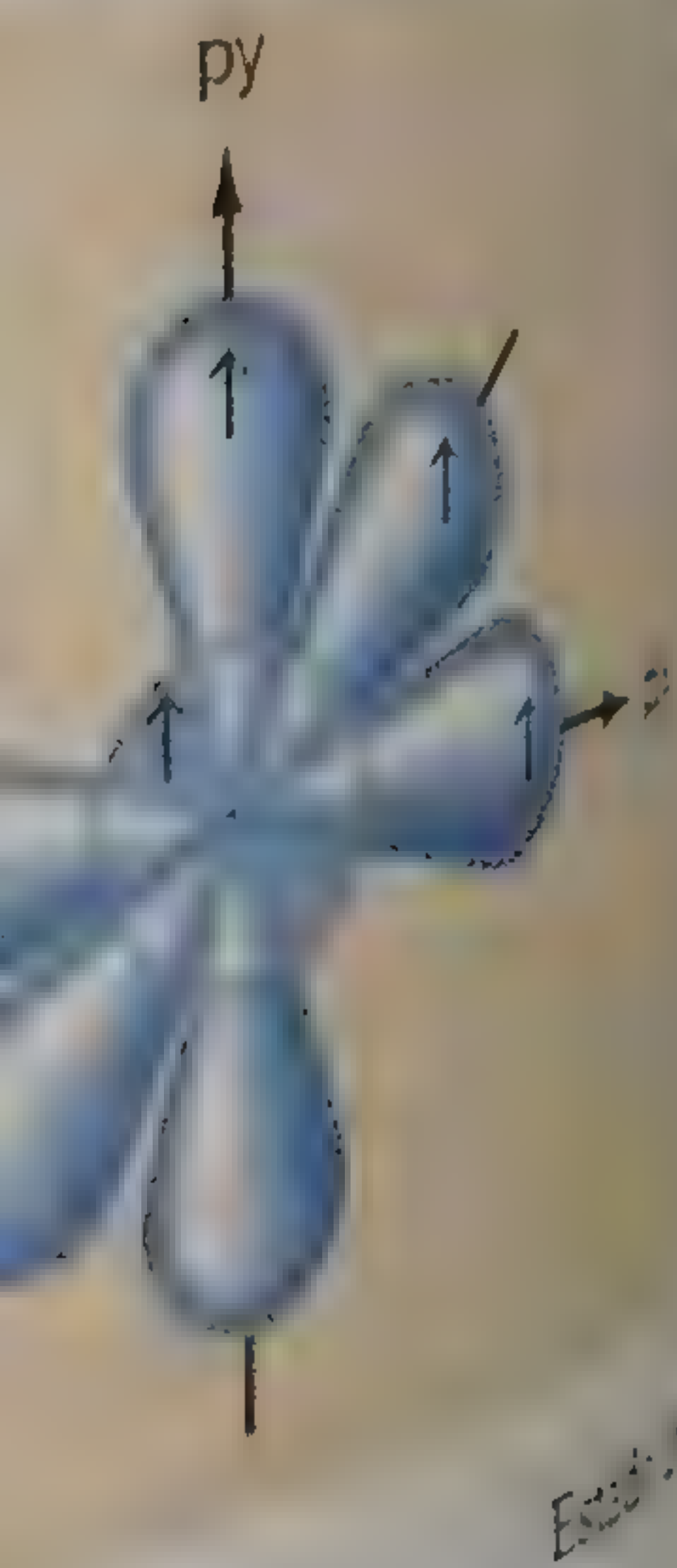
• Etano (C_2H_6)

Na molécula do etano, os dois átomos de carbono apresentam hibridação sp^3 , portanto, todas as ligações formam entre si um ângulo de $109^\circ 28'$. O mesmo acontece para outros carbonos que formam ligações simples.

335

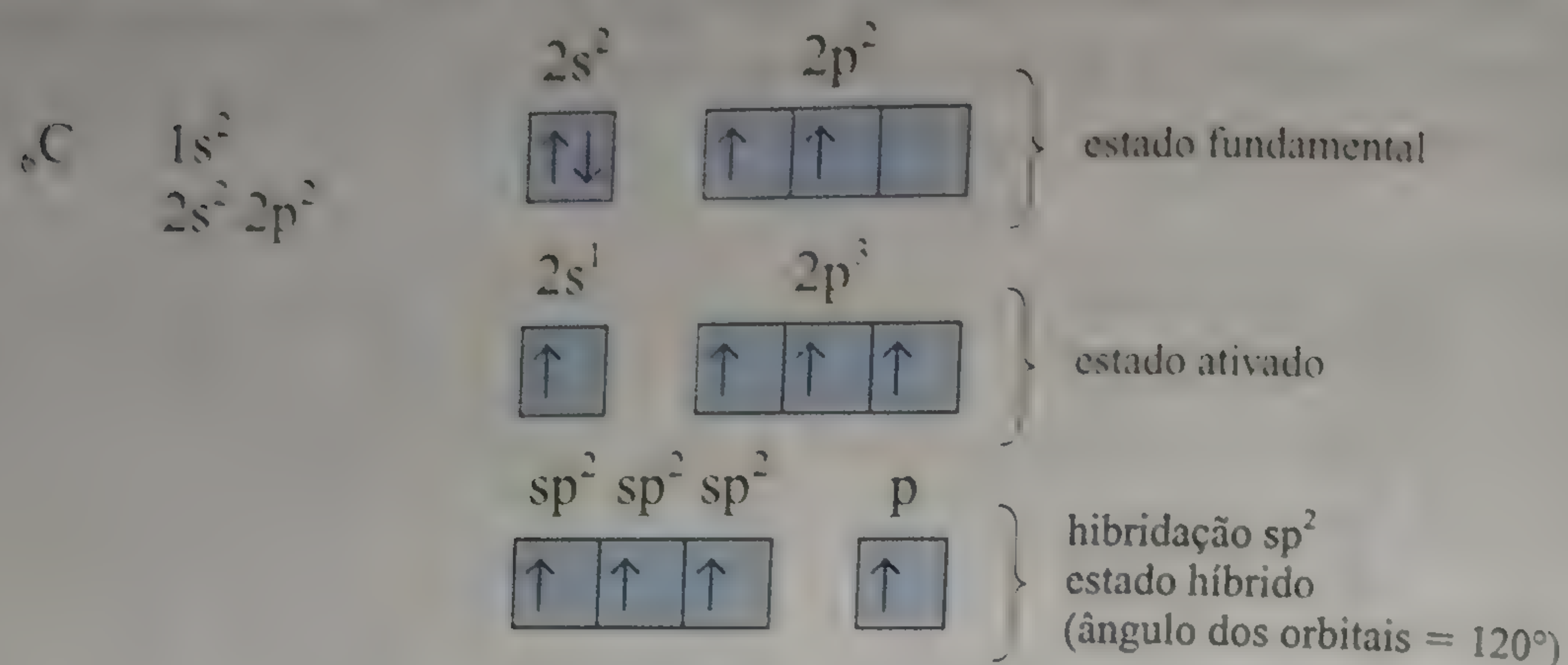


Orbitais híbridos.

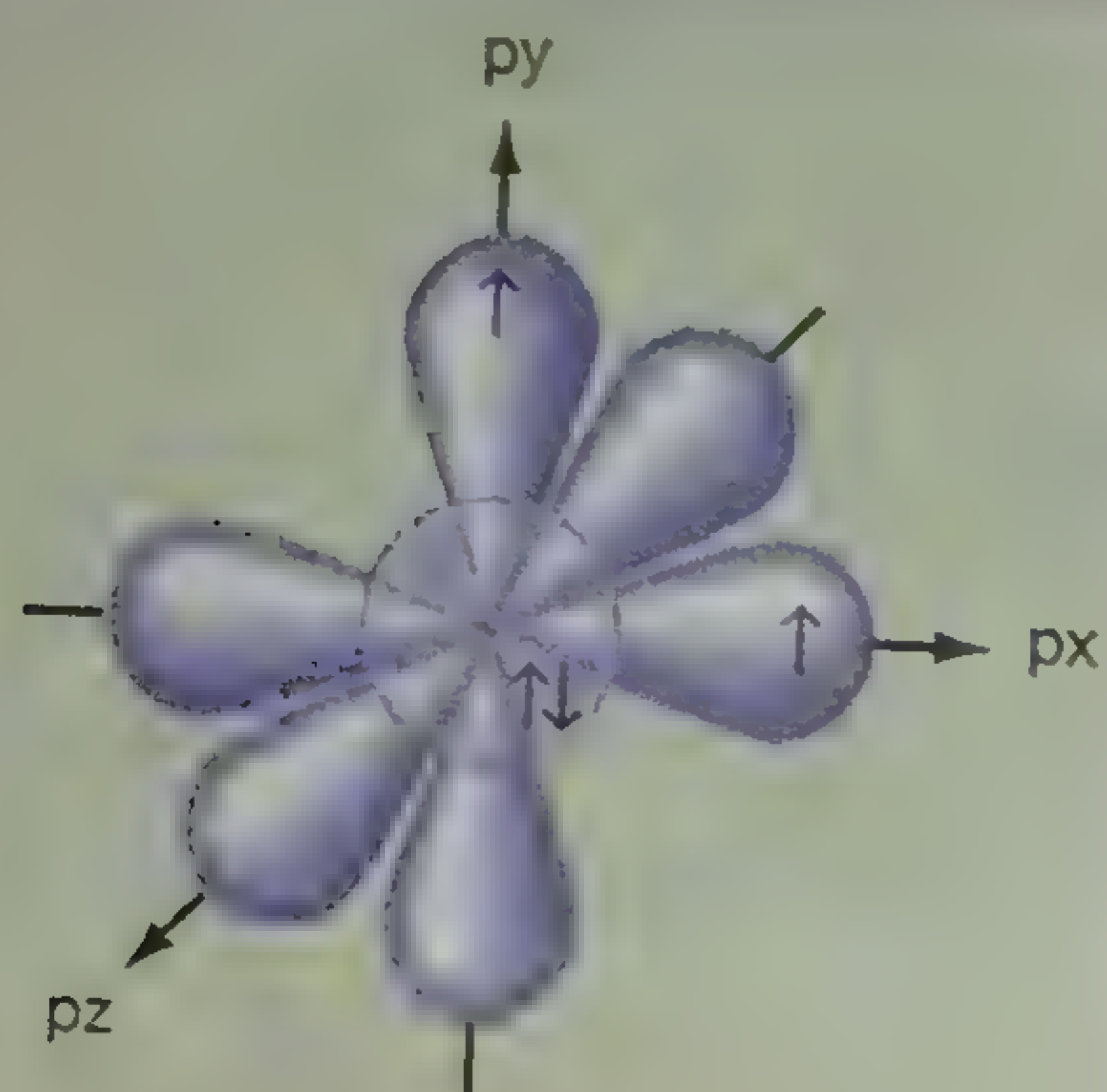


• Eteno ou etileno (C_2H_4)

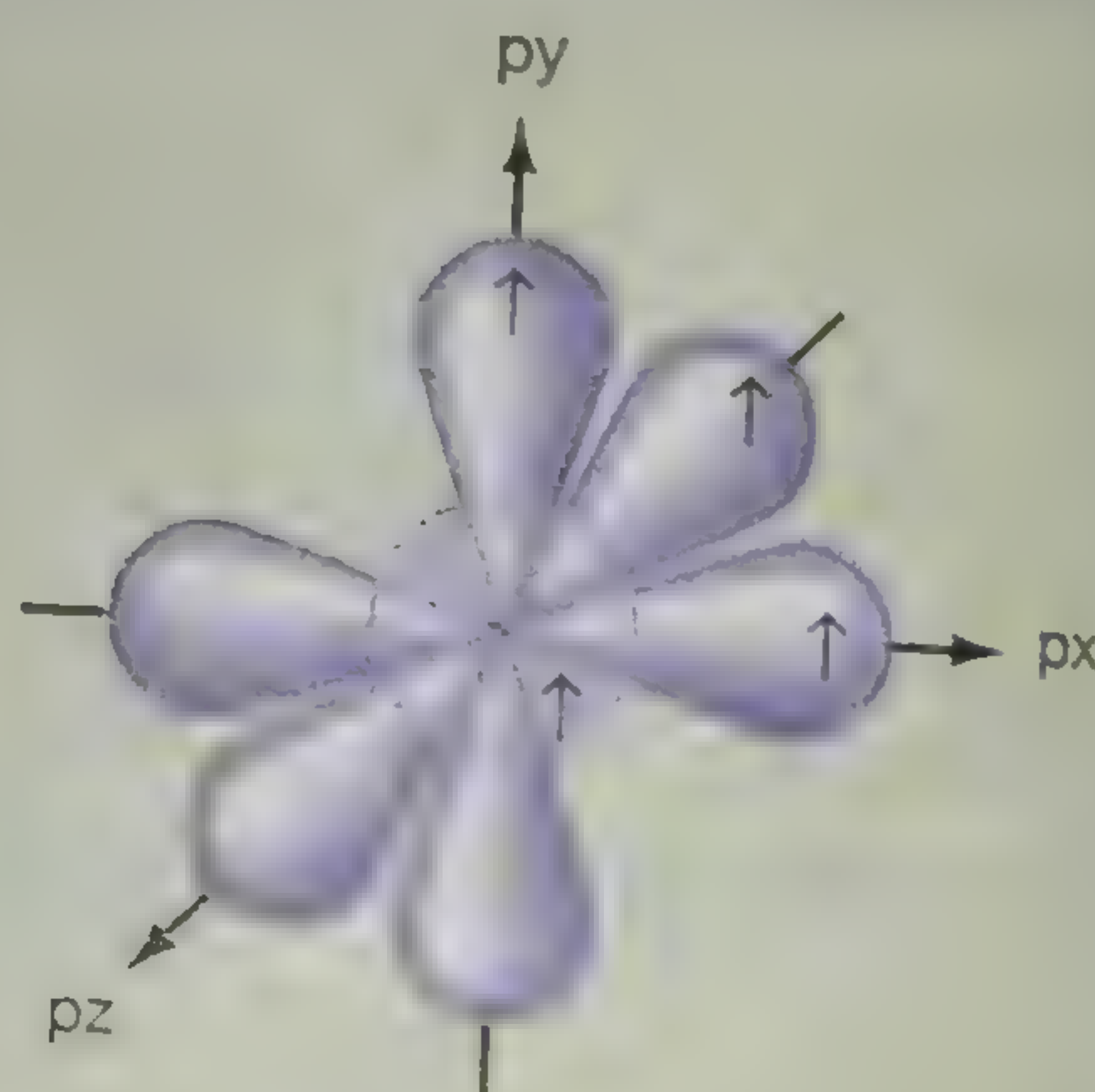
No eteno, o carbono apresenta uma dupla ligação; a hibridação é do tipo sp^2 .



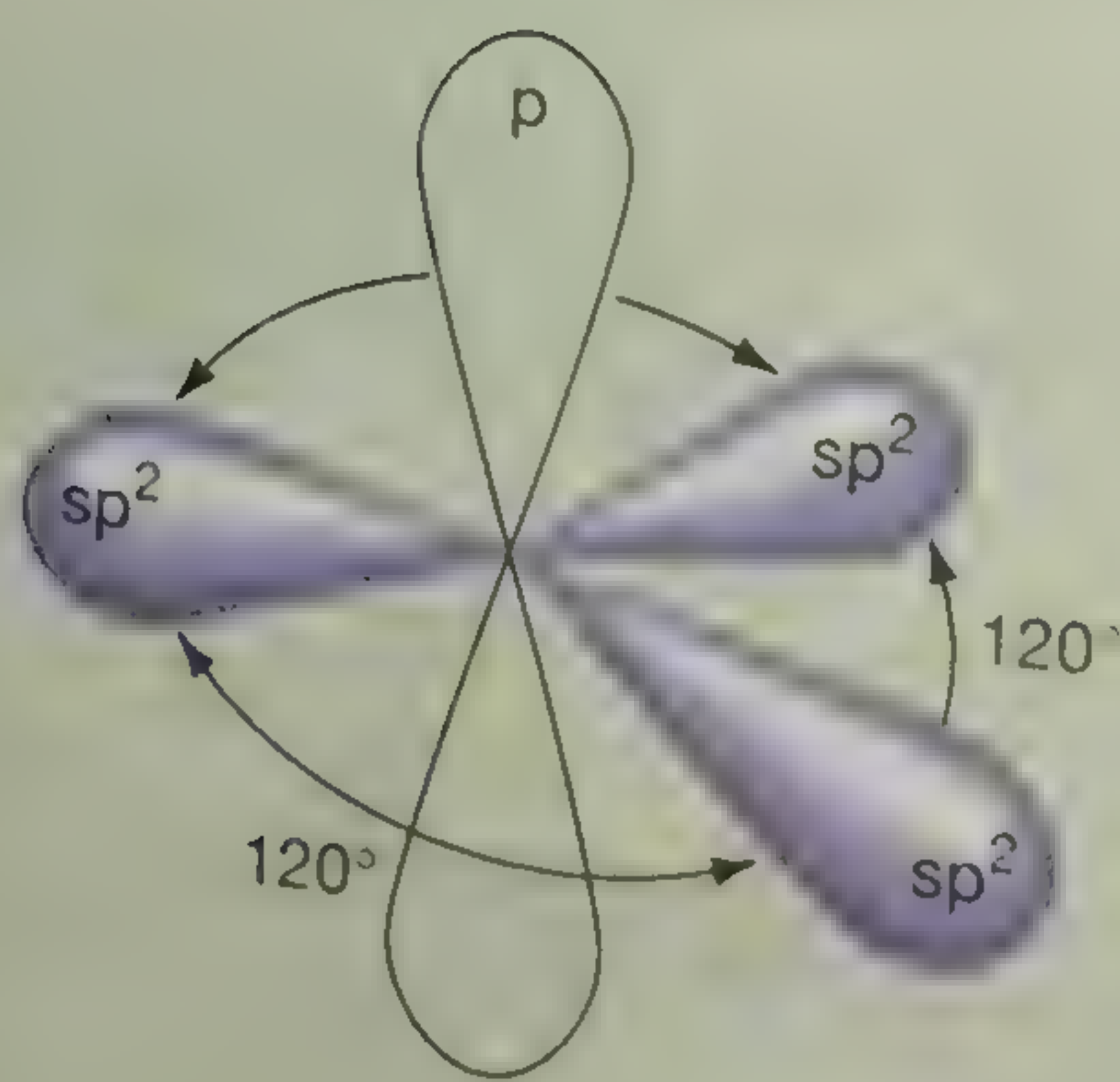
Nesse caso, a hibridação envolve um orbital s e dois orbitais p , resultando três orbitais híbridos sp^2 e um orbital p puro. Os orbitais híbridos sp^2 formam entre si um ângulo de 120° .



Estado fundamental.



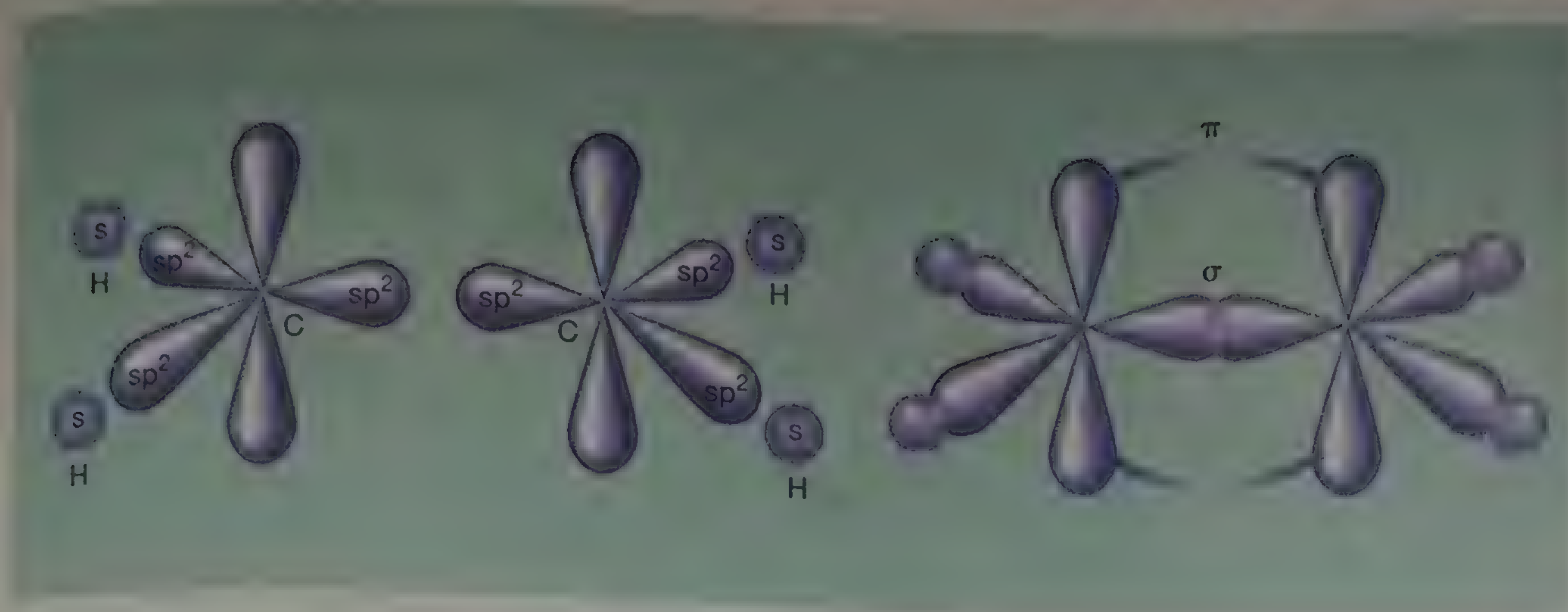
Estado ativado.



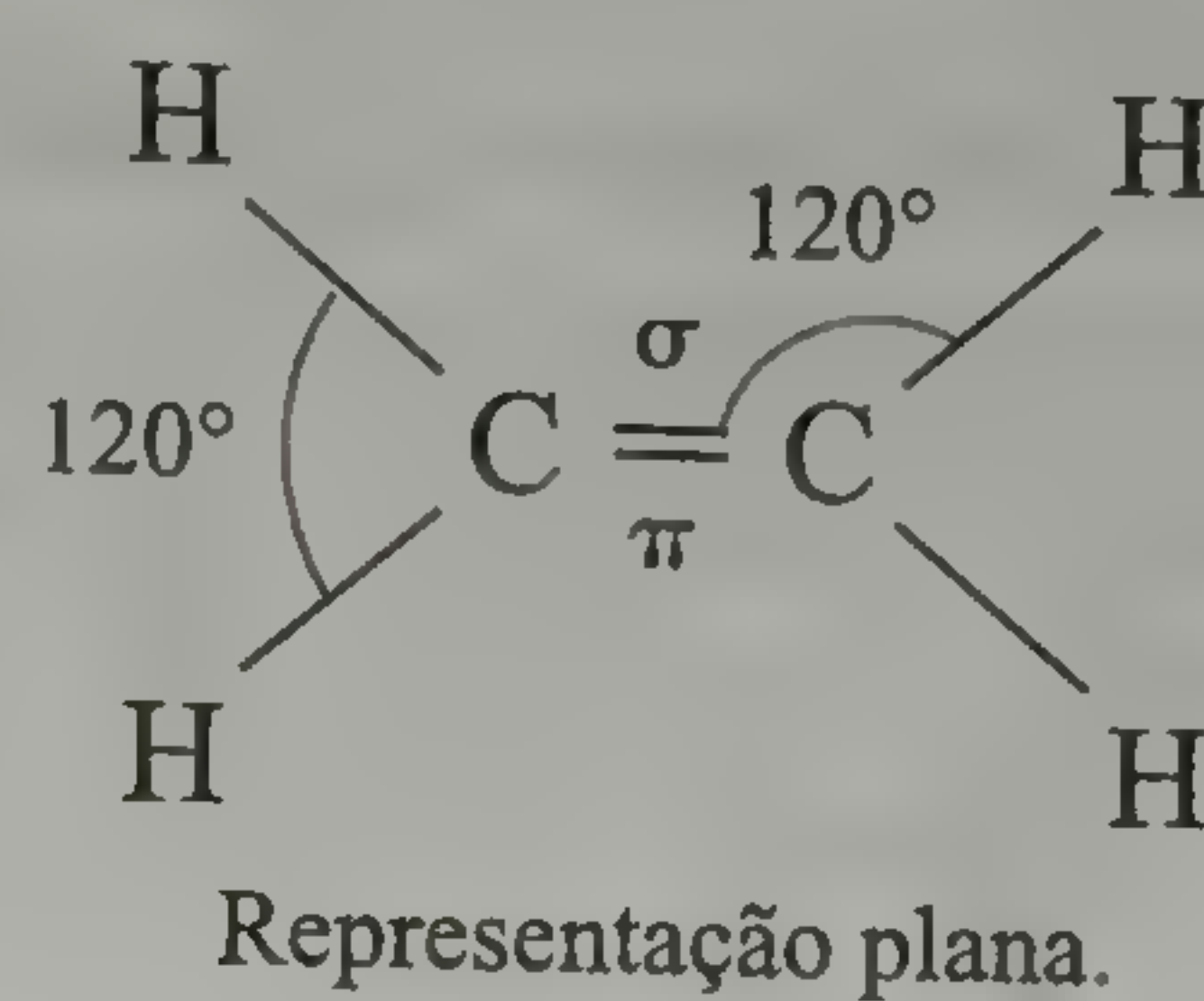
Estado híbrido.

No composto C_2H_4 , os orbitais híbridos dirigem-se aos vértices de um triângulo equilátero e, no momento da formação da ligação sigma σ (sp^2-sp^2), ocorre um entrosamento dos orbitais p paralelos formando uma ligação denominada π (π).

QUÍMICA ORGÂNICA

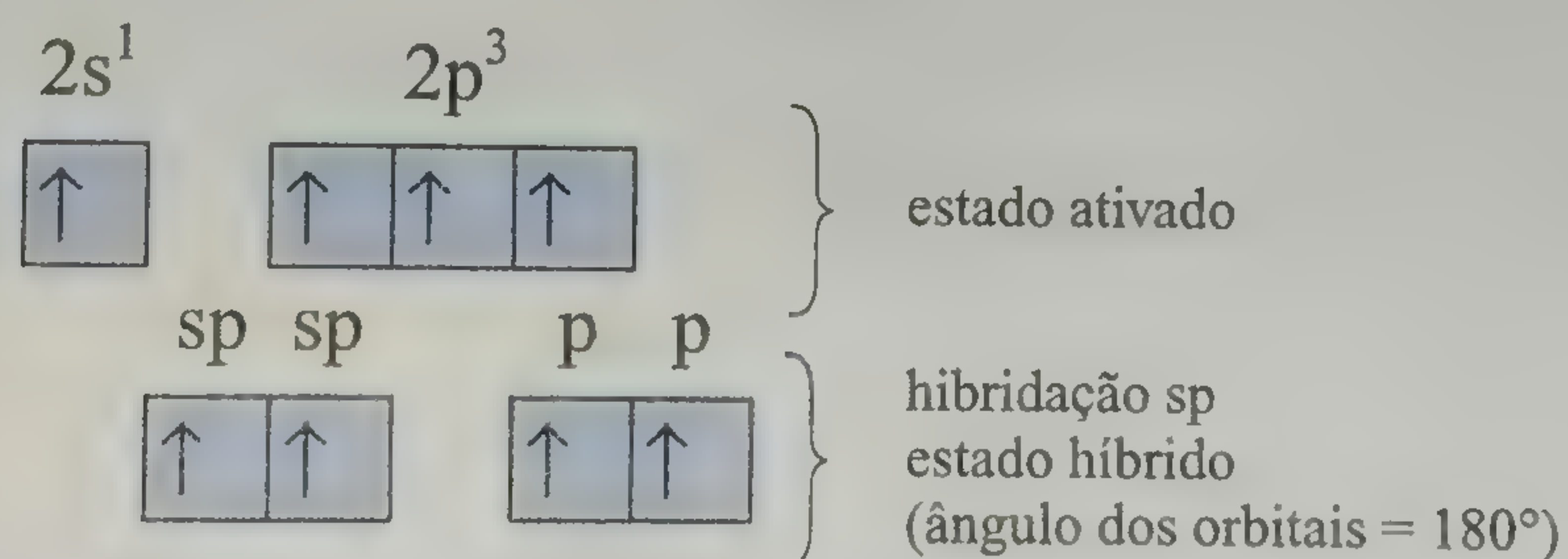


A ligação π é mais fácil de ser rompida do que a ligação σ devido à aproximação lateral dos orbitais p .

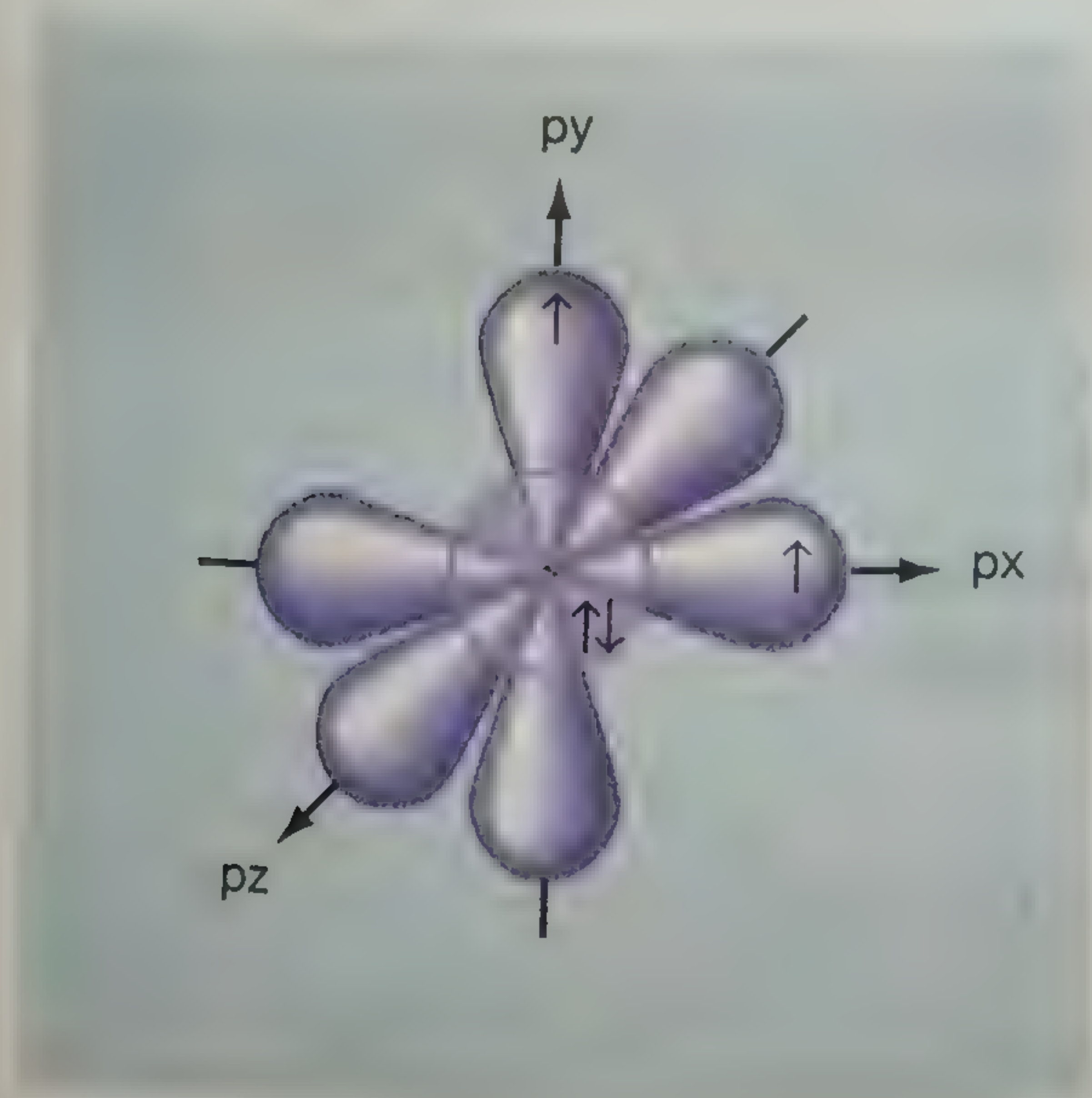


• Etino ou acetileno (C_2H_2)

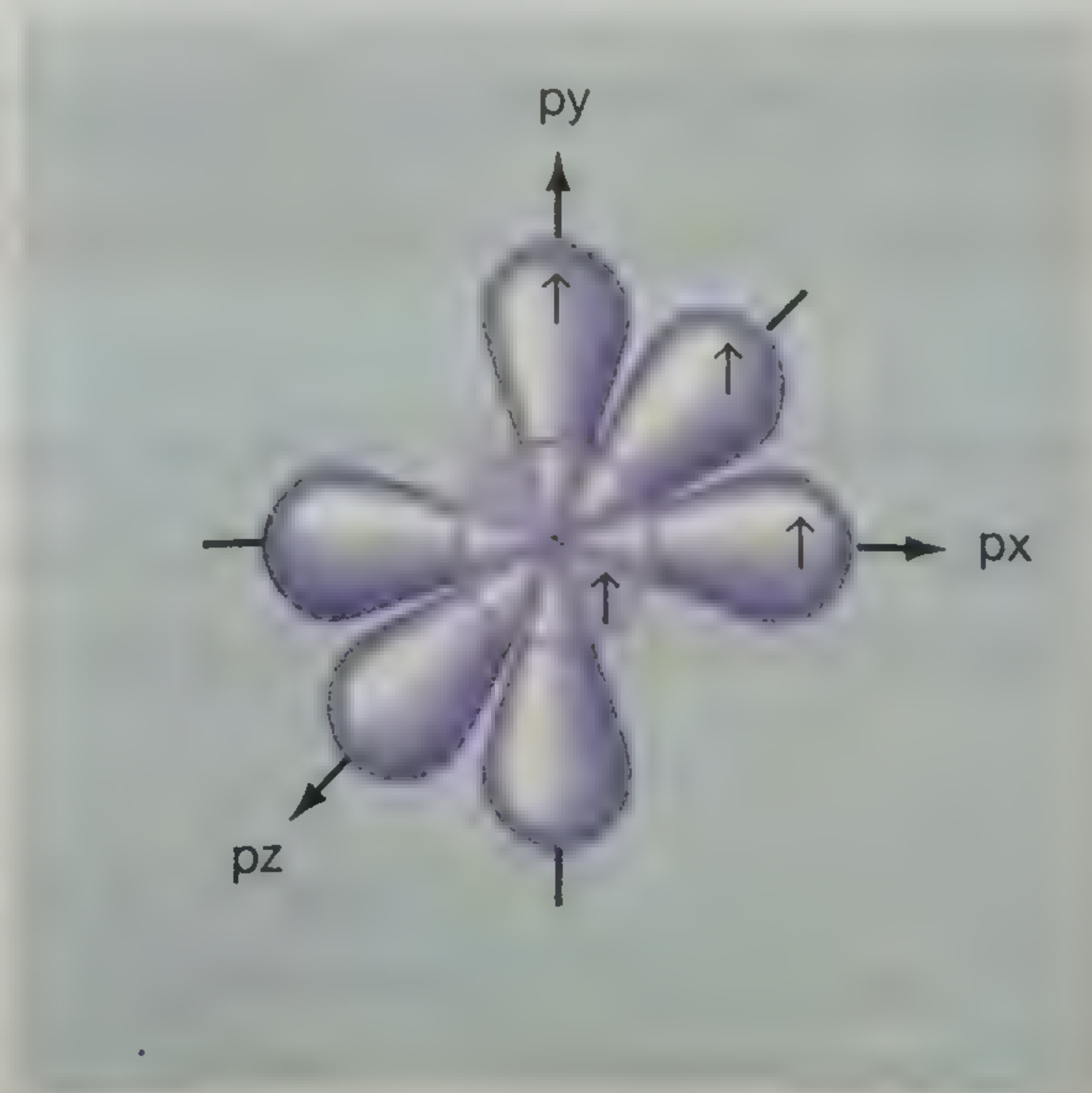
No etino ou acetileno, a hibridação do carbono é do tipo sp :



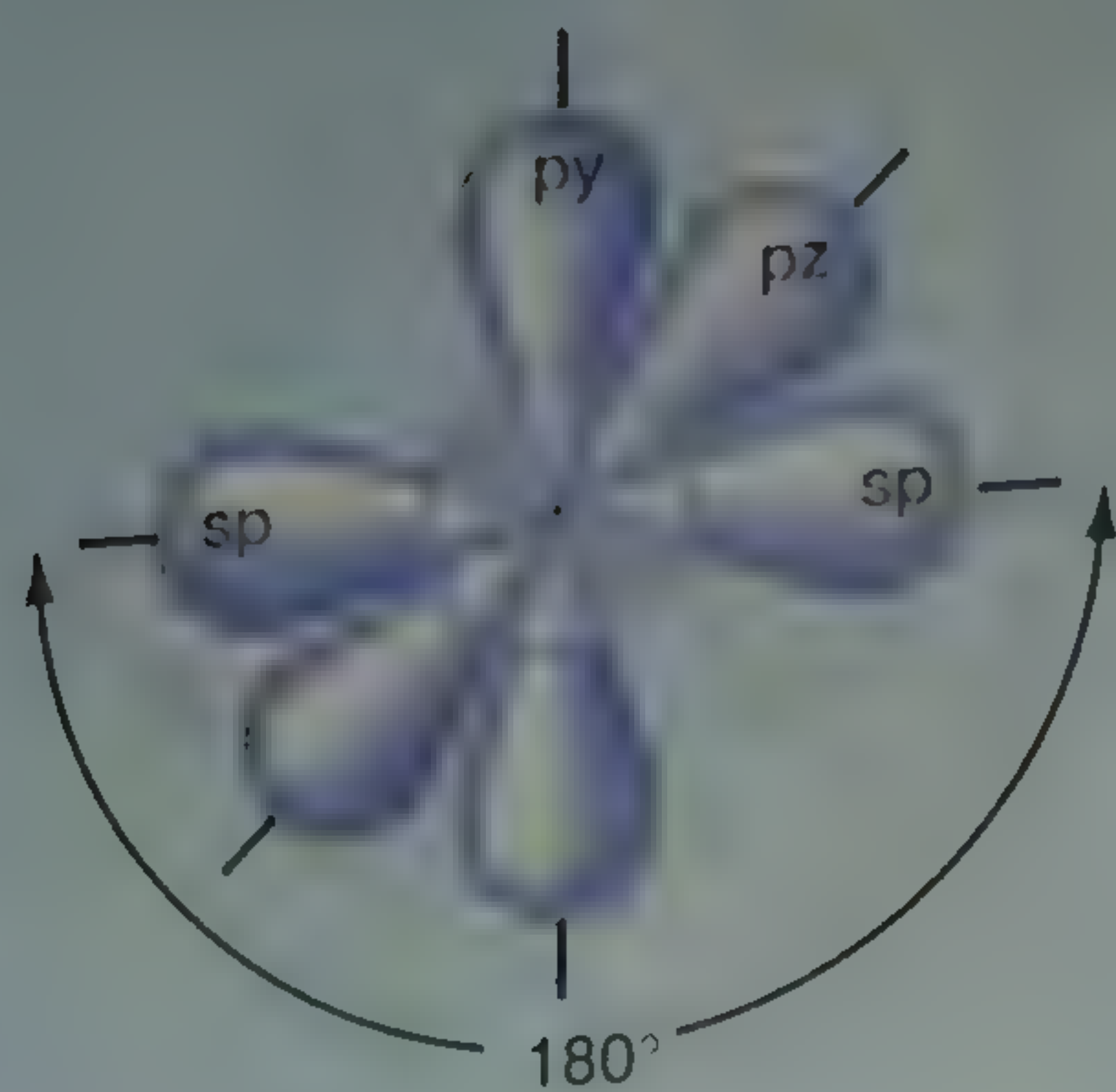
A hibridação envolve apenas o orbital s e um orbital p , resultando dois orbitais sp e dois orbitais p puros. Os orbitais híbridos sp formam entre si um ângulo de 180° .



Estado fundamental.

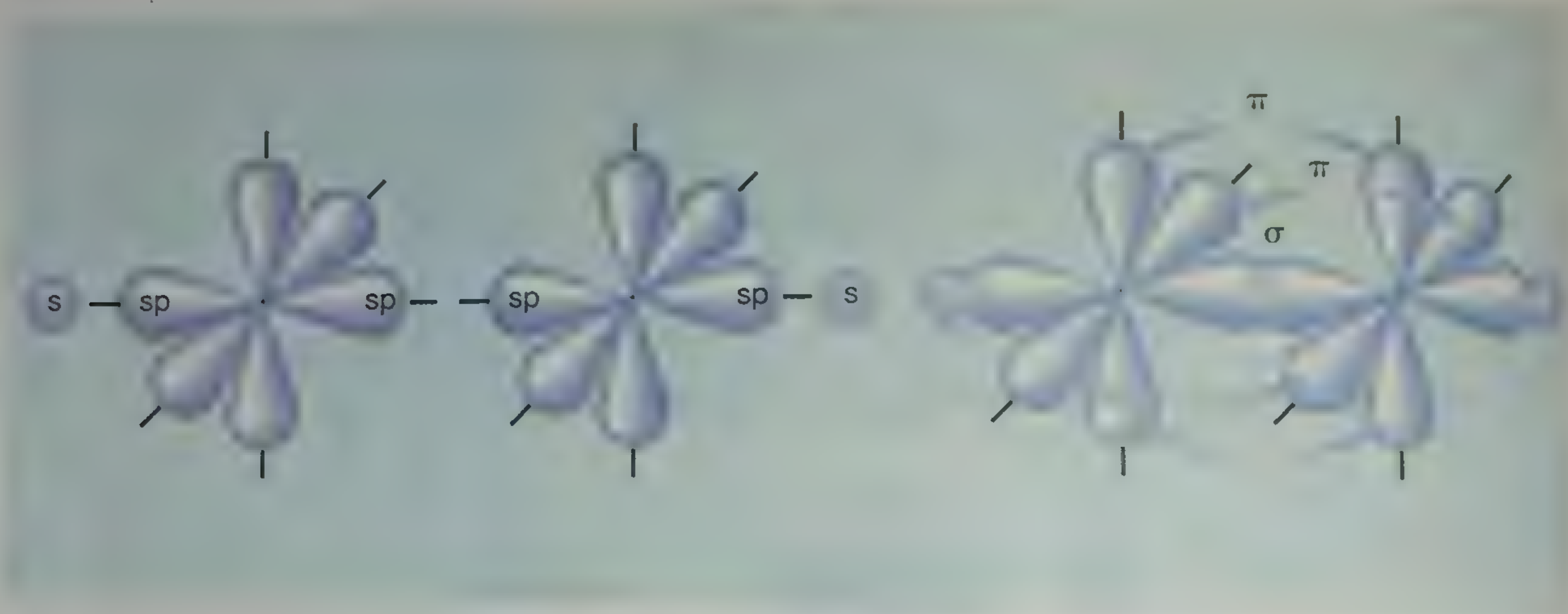


Estado ativado.

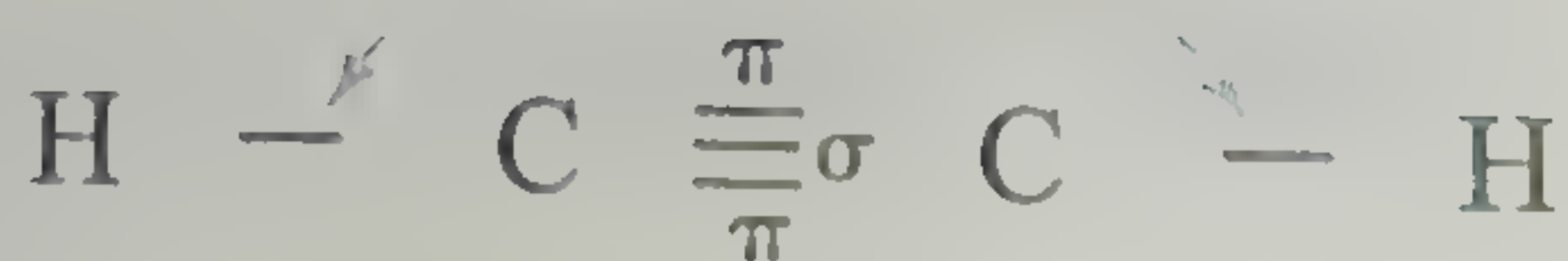


Estado híbrido.

Quando entre os orbitais híbridos sp dos dois átomos de carbono se forma a ligação σ ($sp-sp$), ocorre a aproximação dos orbitais p paralelos, formando-se duas ligações π (π).



180°

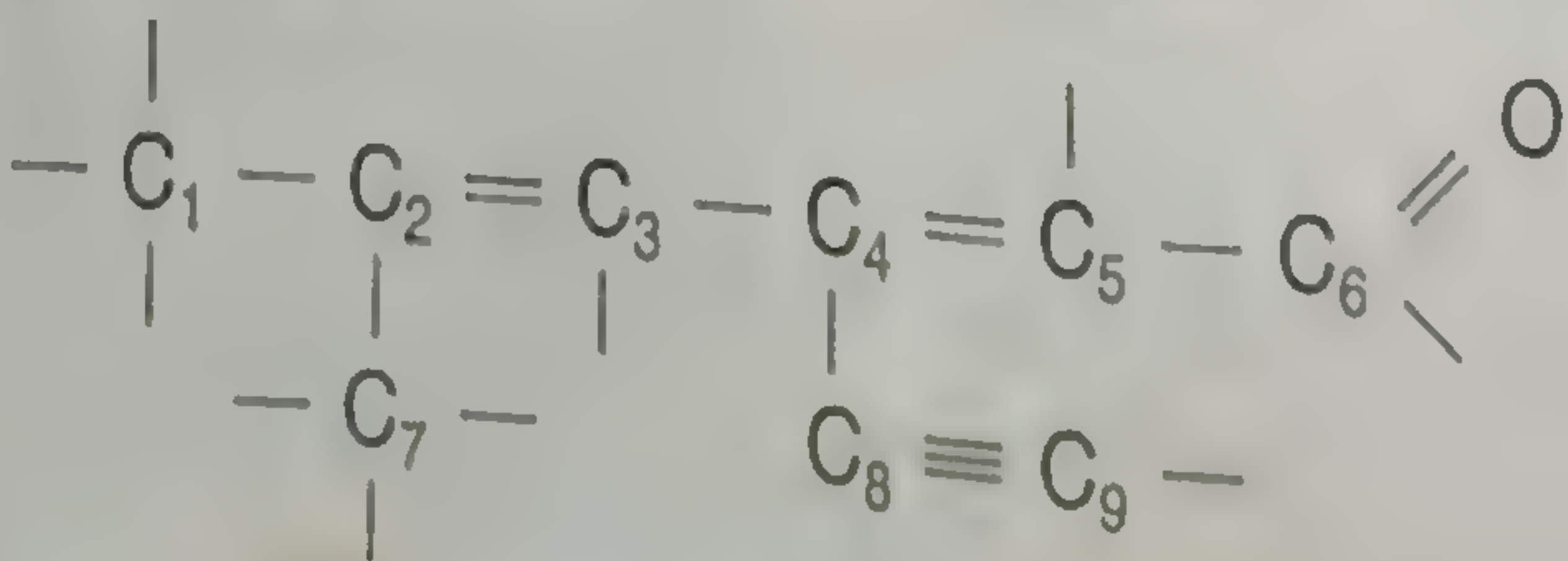


Representação plana.

338

EXERCÍCIOS

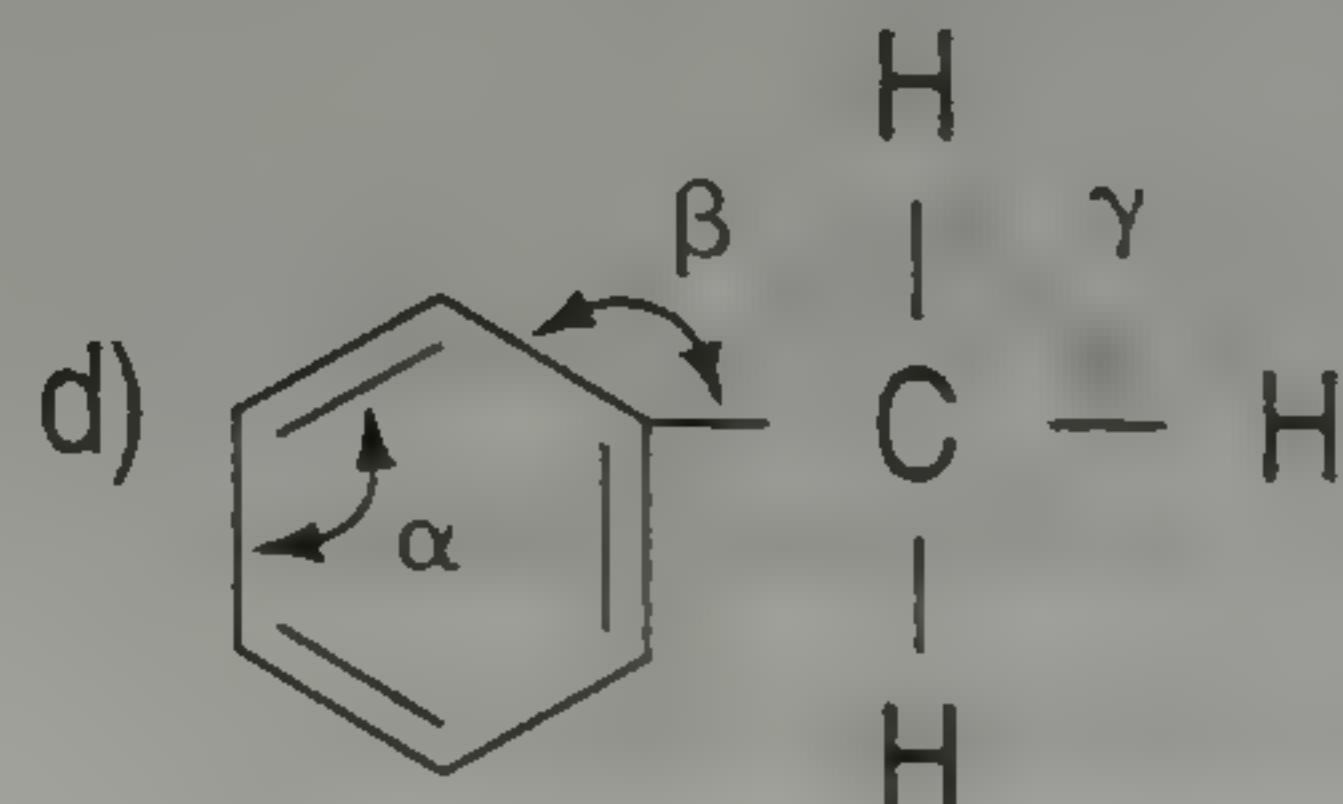
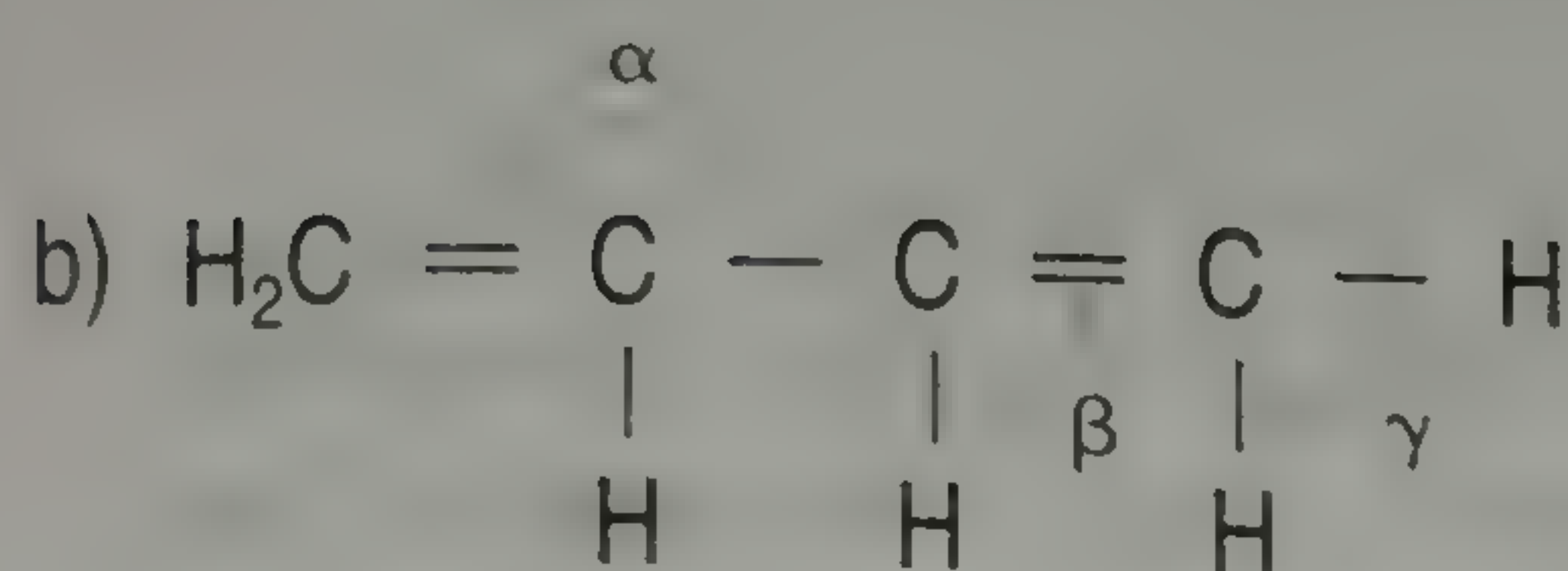
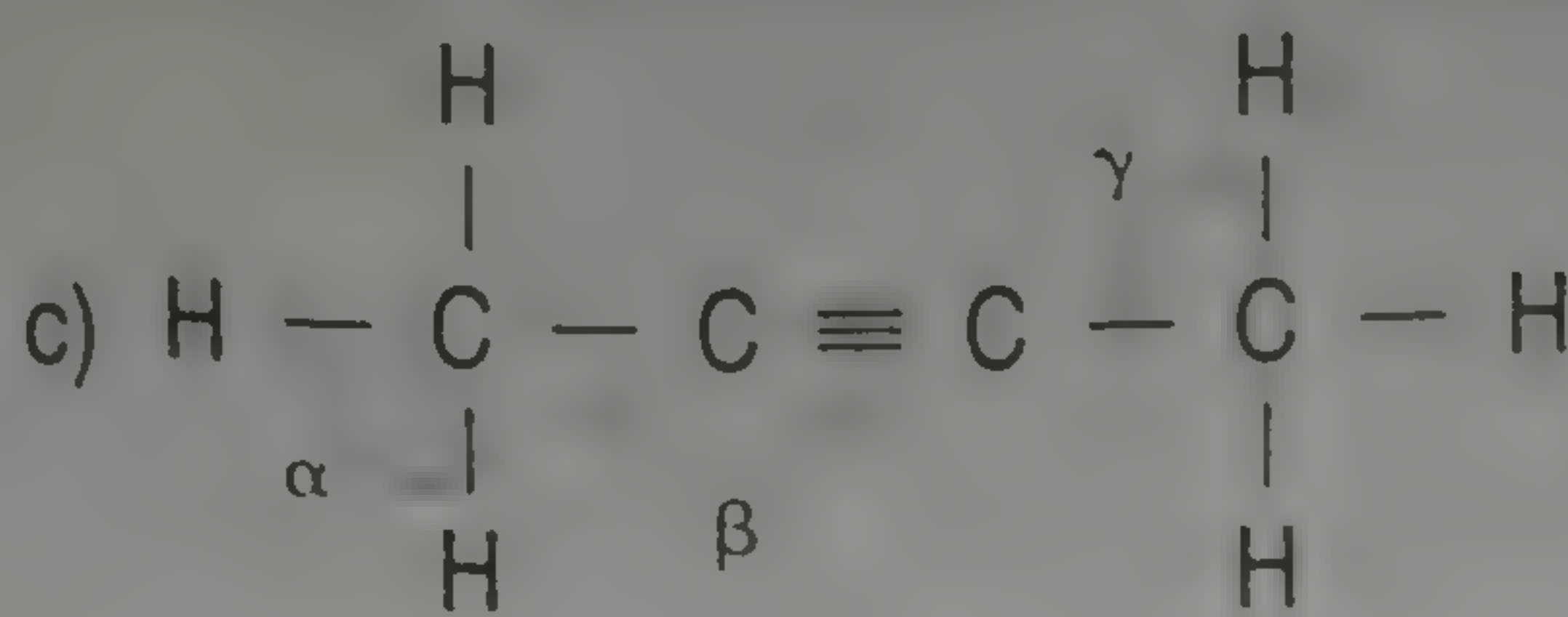
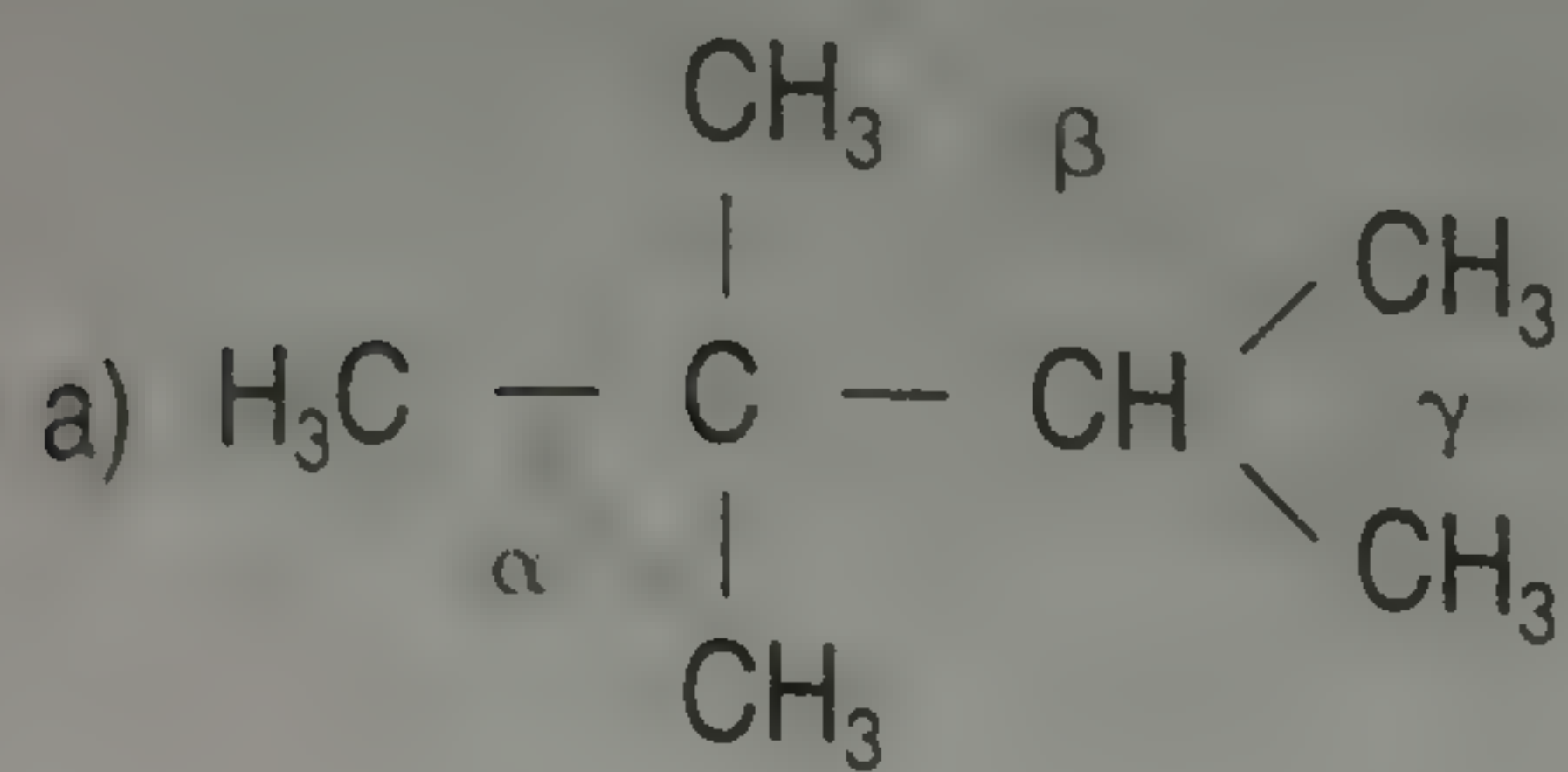
9. Considere a cadeia carbônica abaixo e indique:
- o tipo de ligação (σ ou π) entre os átomos de carbono;
 - para cada carbono numerado, o tipo de hibridação:



QUÍMICA ORGÂNICA

QUÍMICA ORGÂNICA

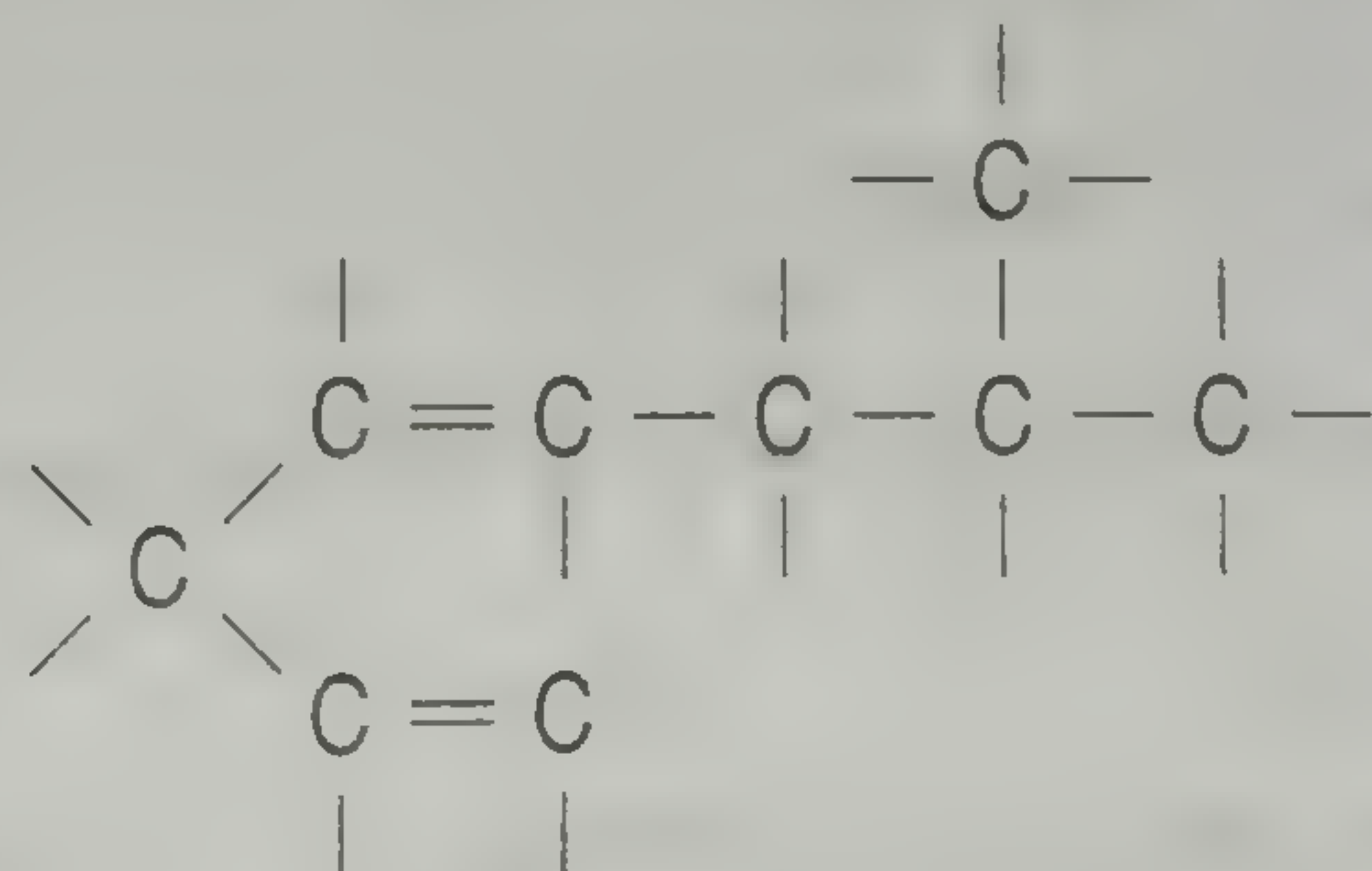
10. Considerando as fórmulas estruturais dos compostos orgânicos abaixo, determine o valor dos ângulos assinalados:



11. (Unesp-SP) Em compostos orgânicos, a hibridação sp do carbono dá origem a:

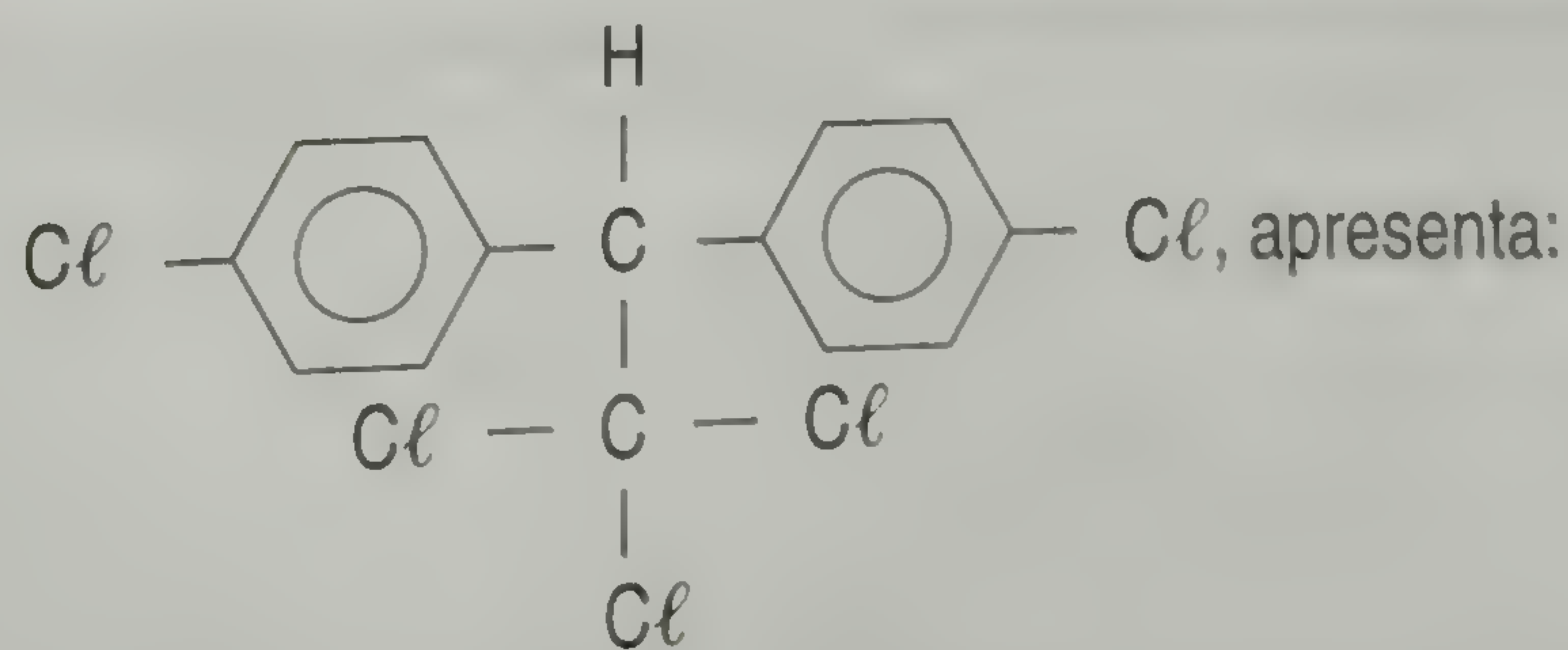
- ligações simples e moléculas com configuração tetraédrica.
- ligações simples e moléculas com configuração linear.
- ligações triplas e moléculas com configuração linear.
- ligações triplas e moléculas com configuração tetraédrica.
- ligações duplas e moléculas com configuração hexagonal.

12. Assinale a alternativa que contém a classificação da seguinte cadeia carbônica:



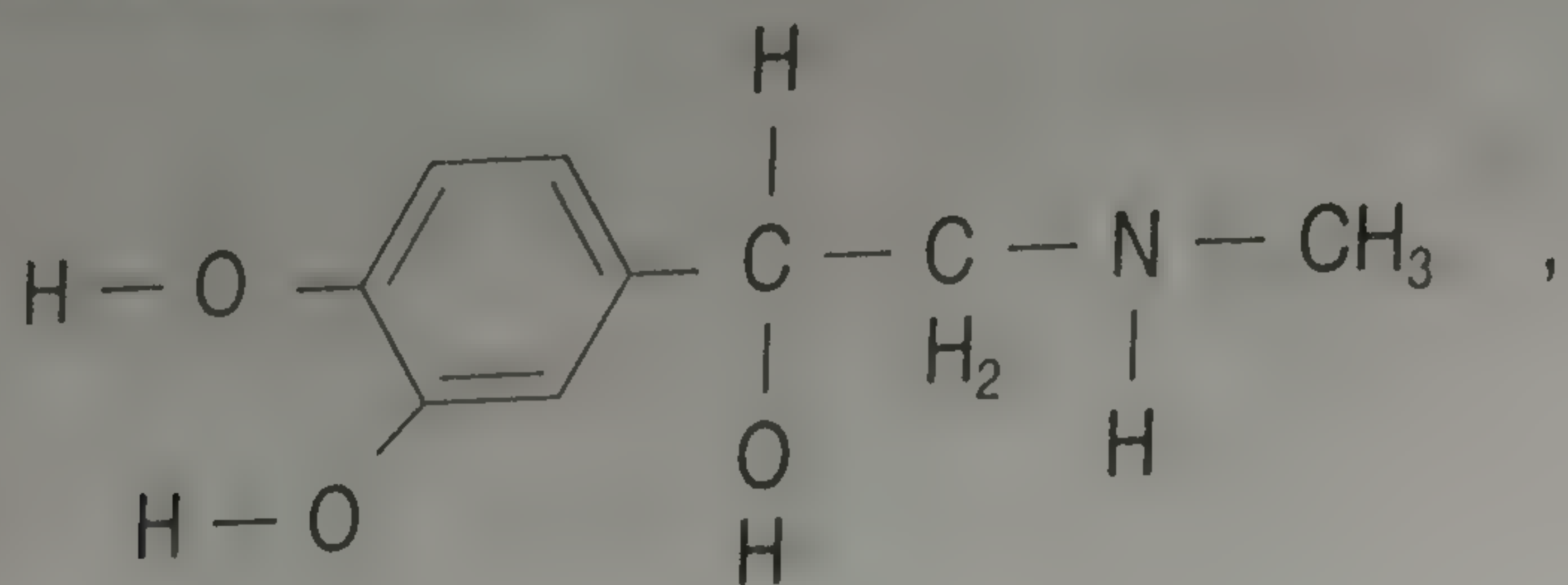
- acíclica, normal, saturada.
- cíclica, ramificada, insaturada.
- acíclica, insaturada, ramificada.
- cíclica, saturada, homogênea.
- cíclica, insaturada, heterogênea.

13. (Mack-SP) O inseticida diclorodifeniltricloroetano (DDT), cuja fórmula estrutural é:



- três carbonos terciários.
- somente carbonos secundários.
- um carbono quaternário.
- somente carbonos primários.
- somente um carbono terciário.

14. (OSEC-SP) Quando uma pessoa leva um susto, a supra-renal produz uma maior quantidade de adrenalina que é lançada na corrente sanguínea. Analisando a fórmula estrutural da adrenalina:



podemos concluir que a cadeia orgânica ligada ao anel aromático é:

- a) aberta, saturada e homogênea. d) fechada, insaturada e homogênea.
b) aberta, saturada e heterogênea. e) fechada, insaturada e heterogênea.
c) aberta, insaturada e heterogênea.

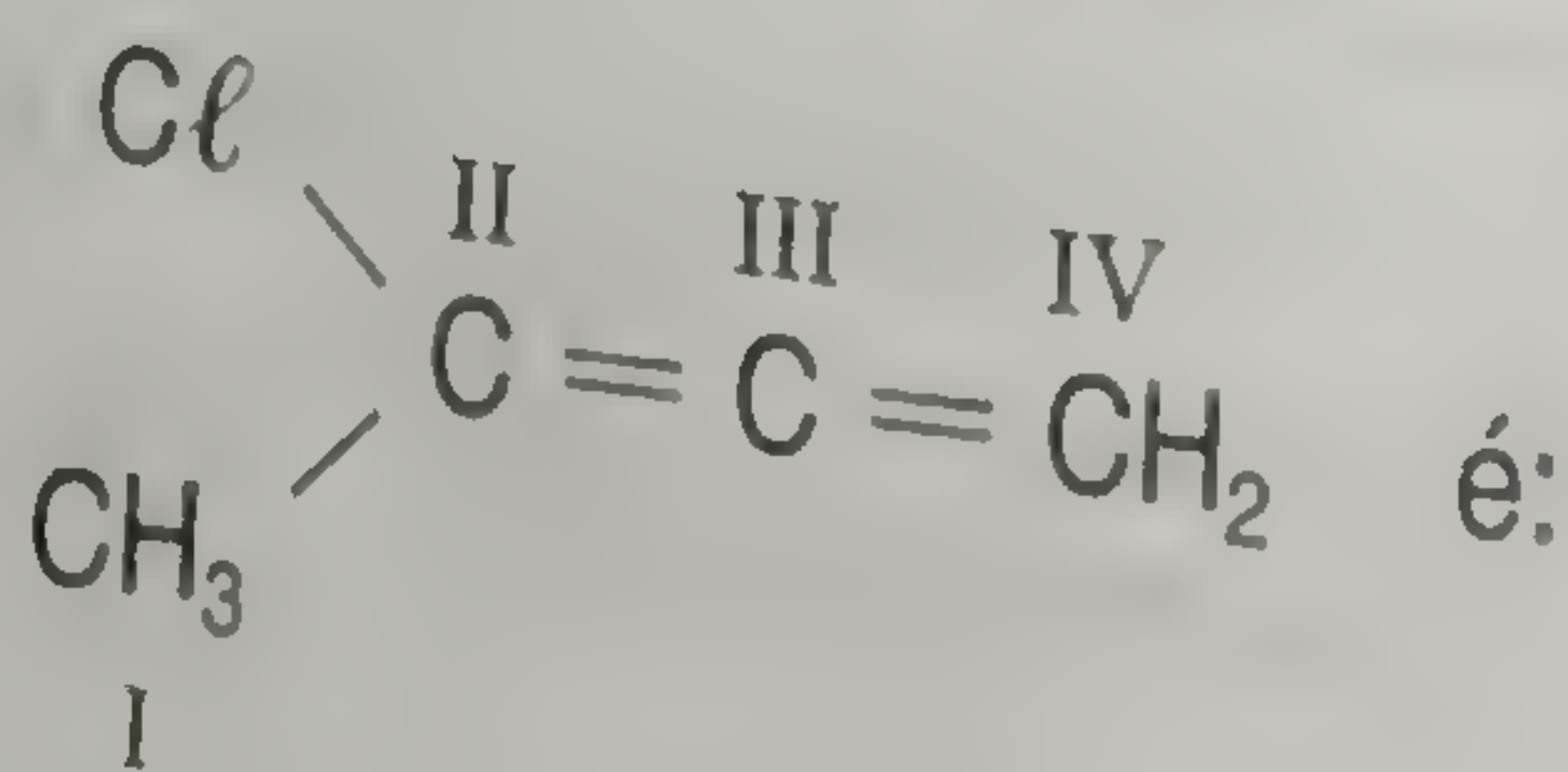
15. (PUCCAMP-SP) $\begin{array}{c} | \quad | \quad | \\ -\text{C}-\text{C}=\text{C}-\text{C}=\text{O} \\ | \quad | \quad | \quad | \\ \text{④} \quad \quad \quad \text{①} \end{array}$, os átomos de carbono ① e ④ apresentam, respectivamente, hibridação do tipo:

- a) sp e sp d) sp^2 e sp
b) sp^2 e sp^3 e) sp e sp^3
c) sp^3 e sp^2

16. (Faap-SP) Dada a estrutura do hidrocarboneto: $\begin{array}{c} | \\ -^1\text{C} = ^2\text{C} - ^3\text{C} - ^4\text{C} = ^5\text{C}- \\ | \quad | \quad | \quad | \quad | \end{array}$ indique os átomos de carbono que apresentam hibridação sp^2 e os que apresentam hibridação sp^3 .

17. (Unisinos-RS) Uma cadeia, para ser classificada como insaturada, deverá conter:
- a) um carbono secundário.
b) pelo menos uma ligação π entre carbonos.
c) um carbono terciário.
d) pelo menos uma ramificação.
e) um heteroátomo.

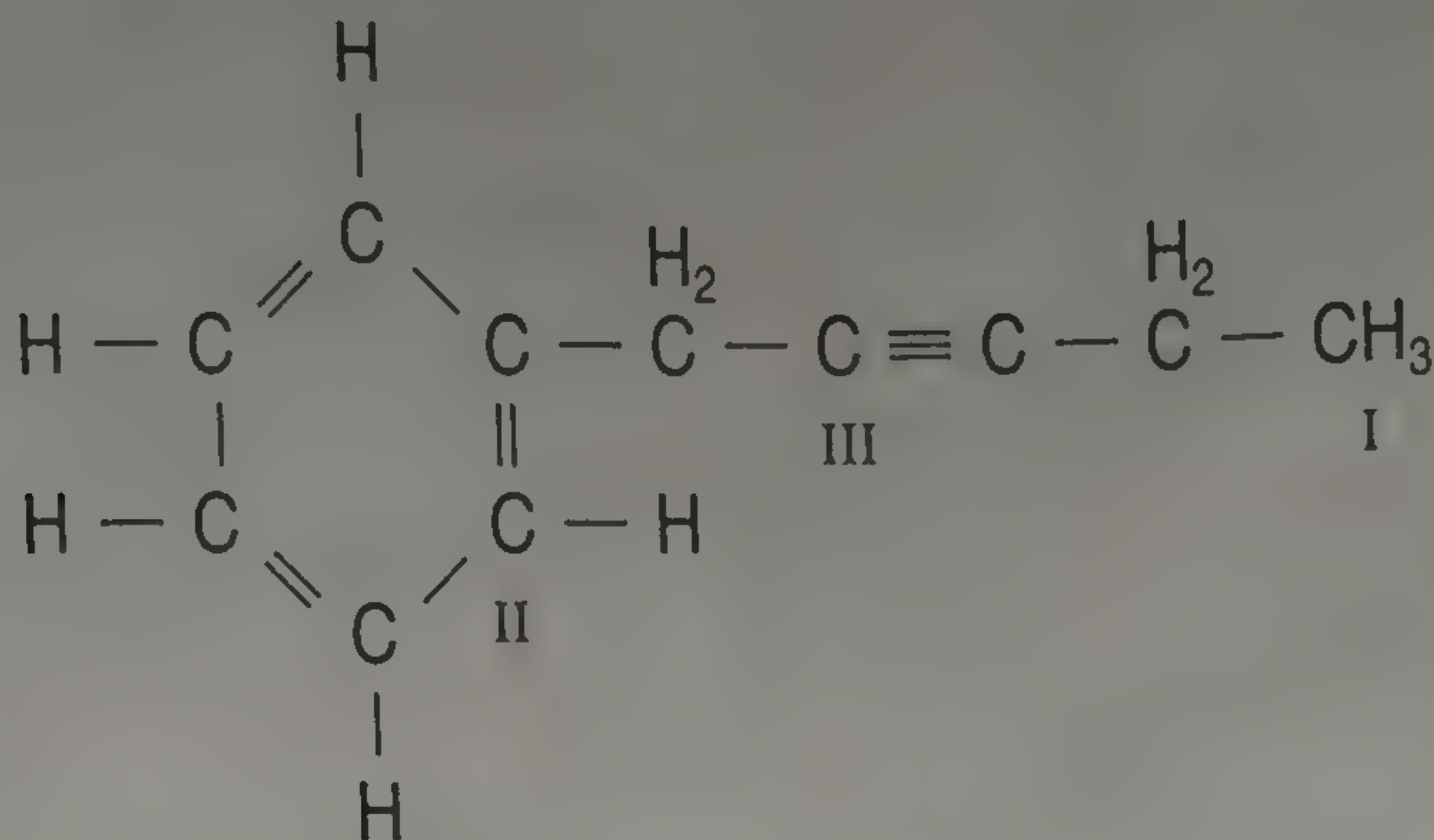
18. (UCMG) A hibridação dos carbonos I, II, III e IV assinalados na estrutura



- a) sp^3 , sp^2 , sp^2 e sp^3 d) sp , sp^3 , sp^2 e sp^3
b) sp^3 , sp^2 , sp e sp^2 e) sp , sp^2 , sp^3 e sp^2
c) sp^2 , sp , sp e sp^3

QUÍMICA ORGÂNICA

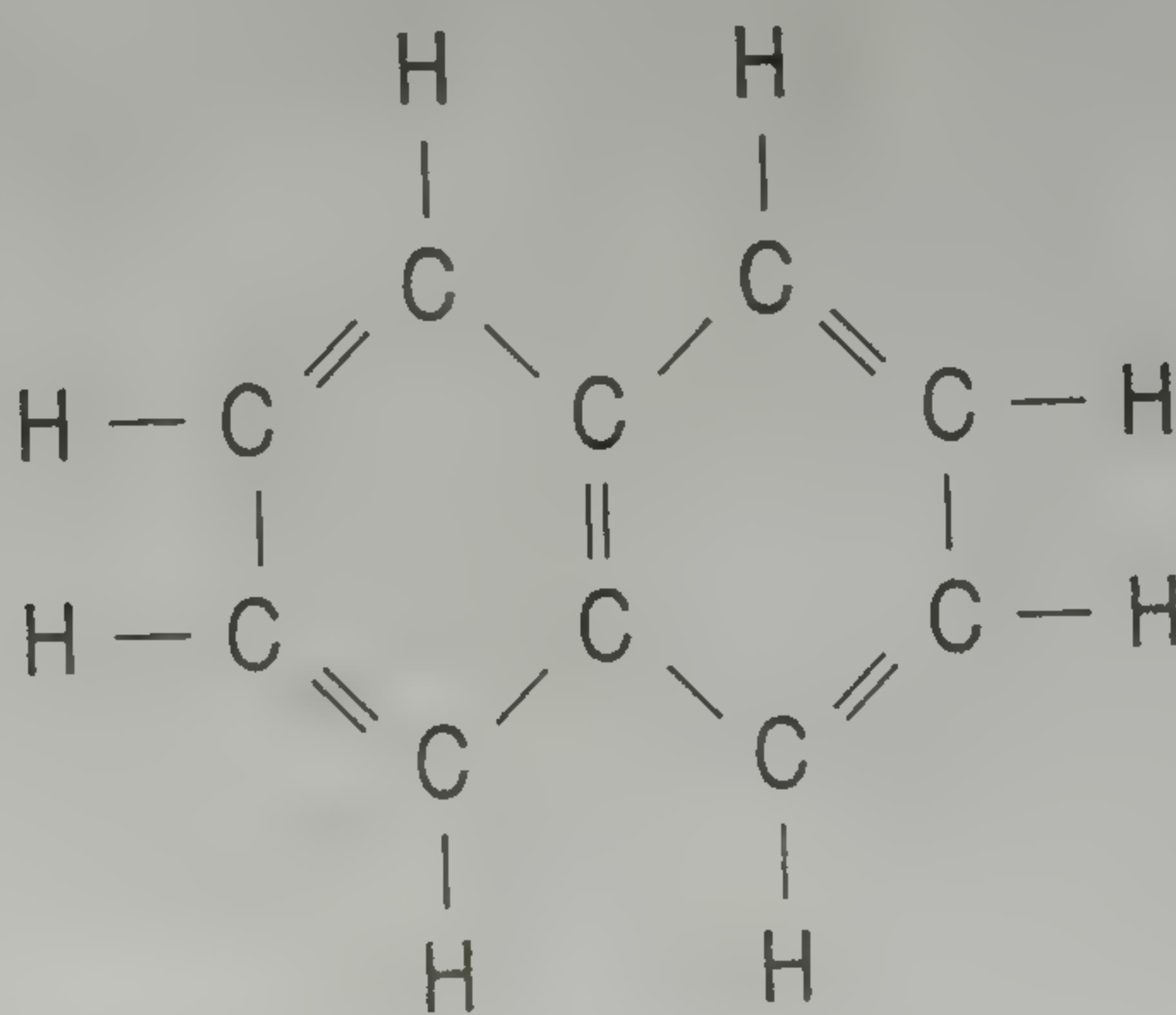
19. (Mack-SP) A hibridação dos carbonos I, II e III assinalados na estrutura abaixo é:



- a) sp^2 , sp , sp d) sp , sp^2 , sp^3
 b) sp^2 , sp^3 , sp e) sp^3 , sp^2 , sp^2
 c) sp^3 , sp^2 , sp

20. (UCS) O número de átomos de carbonos secundários presentes na estrutura do hidrocarbeto naftaleno é:

Dado: Fórmula estrutural do naftaleno:

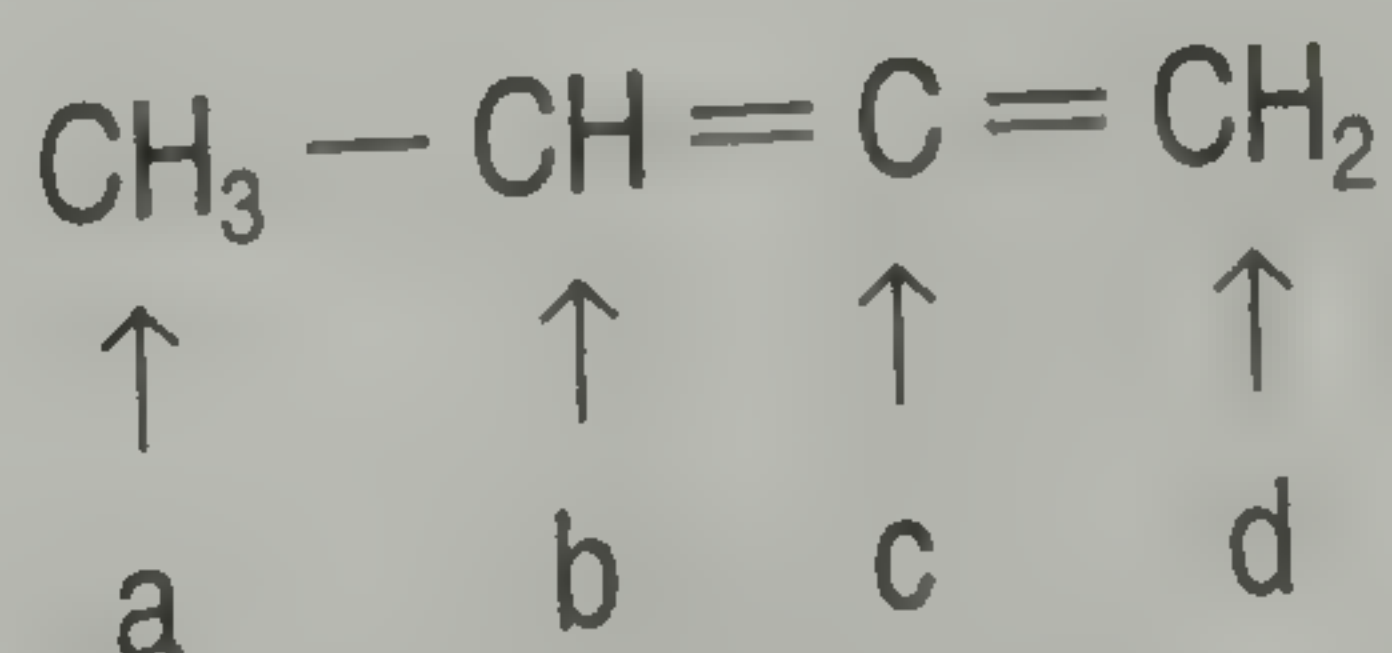


- a) 2 b) 4 c) 6 d) 8 e) 10

21. (Mack-SP) O metanol ($H_3C - OH$) apresenta:

- a) somente uma ligação sigma p-sp.
 b) ângulo de 120° entre os hidrogênios.
 c) uma ligação sigma s-p.
 d) duas ligações covalentes.
 e) quatro ligações sigma do tipo s- sp^3 .

22. (UFPa) No composto abaixo, os átomos de carbono a, b, c e d apresentam respectivamente hibridações:



- a) sp^3 , sp^2 , sp^2 e sp^2 d) sp^3 , sp^2 , sp e sp^2
 b) sp^2 , sp^2 , sp e sp e) sp^2 , sp , sp e sp^3
 c) sp , sp^2 , sp^2 e sp^3

Chris Lippard / Corbis



342

QUÍMICA ORGÂNICA

Os aminoácidos (substâncias que apresentam as funções ácido carboxílico e amina) fornecem energia.

QUÍMICA ORGÂNICA

24

Classificação de compostos orgânicos: funções orgânicas

O gás obtido do lixo — o biogás, usado como combustível —, a parafina — matéria-prima para fabricação de velas — e o acetileno — gás combustível dos maçaricos — apresentam em sua estrutura apenas carbono e hidrogênio. O álcool comum, anti-séptico, o fenol, usado como desinfetante, e a vanilina (baunilha artificial) apresentam em suas moléculas carbono, hidrogênio e oxigênio, assim como o ácido acético, presente no vinagre, e o ácido cítrico, presente no limão e na laranja.

Esses compostos, apesar de serem formados pelos mesmos elementos químicos, possuem características diferentes, pois apresentam fórmulas estruturais distintas.

Os compostos que possuem semelhanças estruturais apresentam propriedades químicas análogas e constituem uma função química. Essas substâncias podem ser reconhecidas pela presença de um átomo ou grupo de átomos específicos denominado grupo funcional.

Função hidrocarboneto

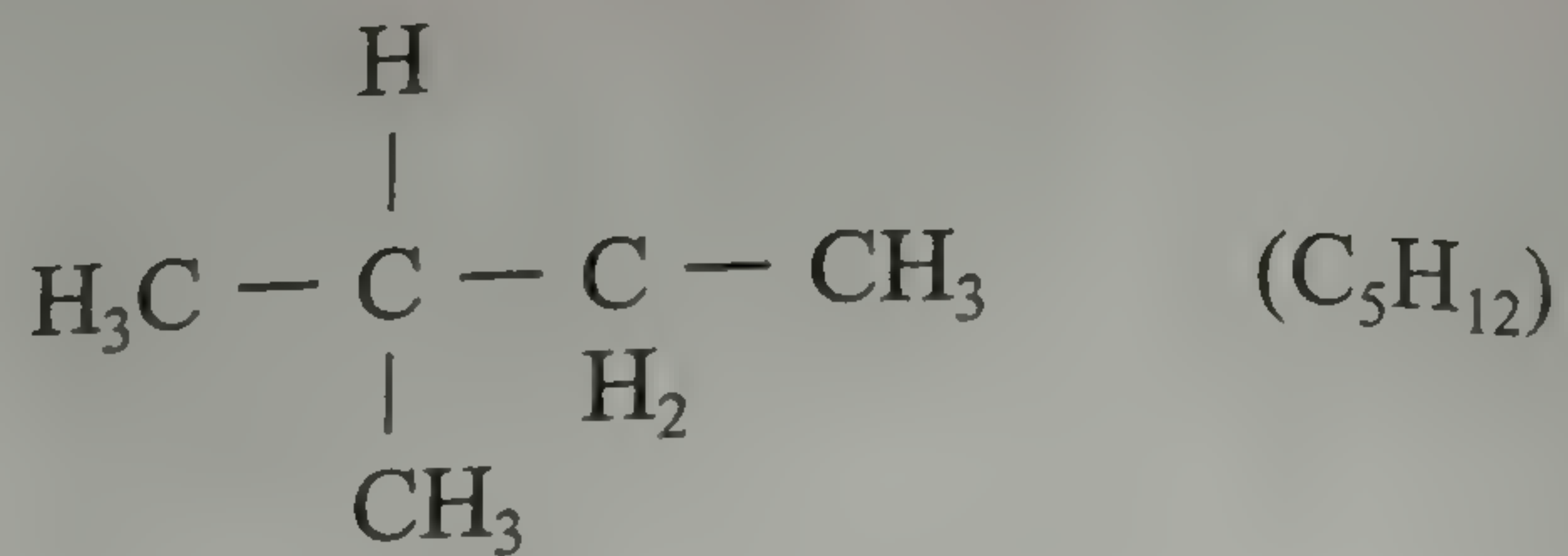
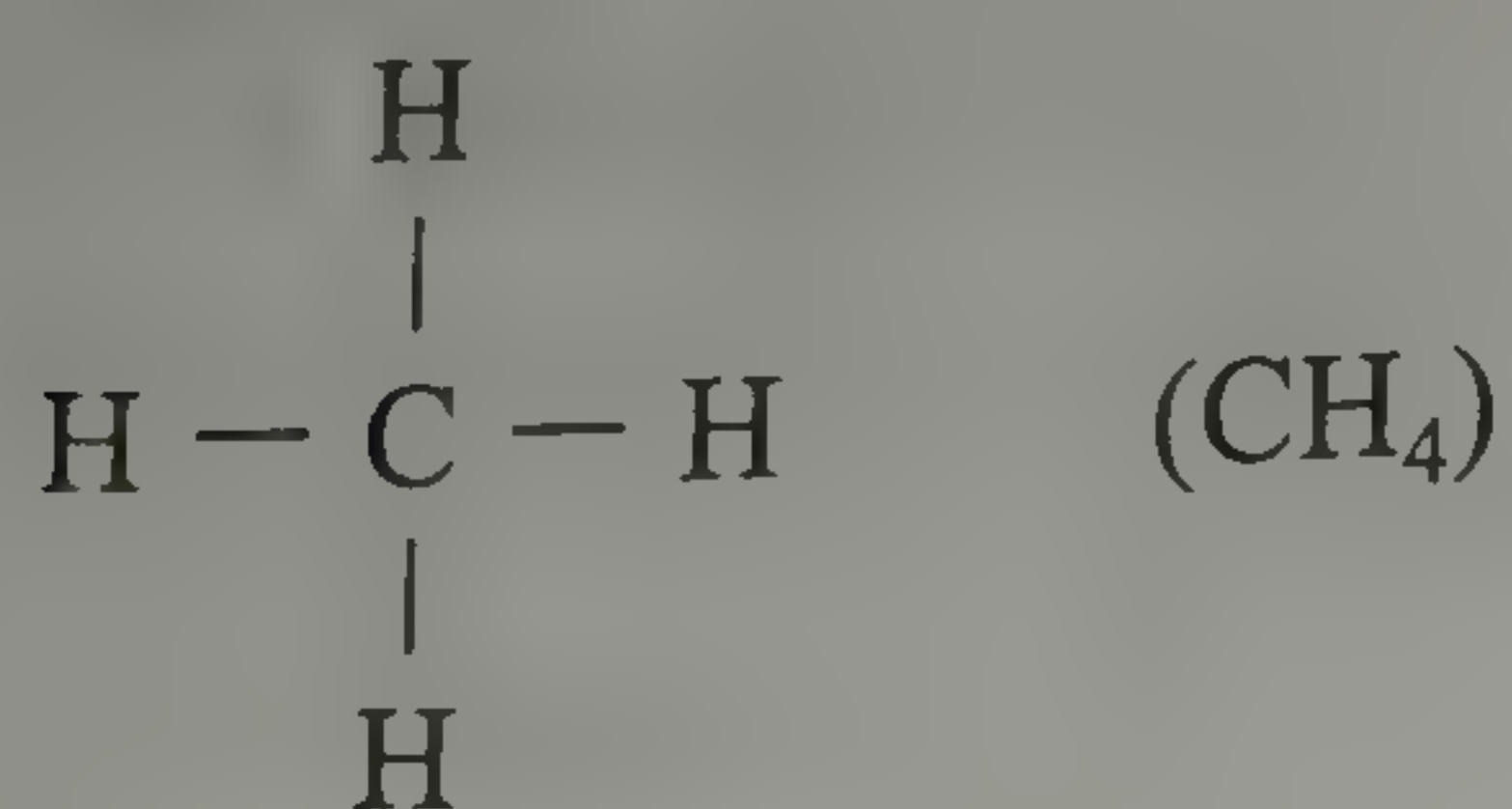
São compostos que contêm apenas hidrogênio e carbono. Possuem fórmula geral C_xH_y .

Os principais tipos de hidrocarbonetos são:

Alcanos ou parafinas

Apresentam cadeia carbônica aberta e saturada.

Exemplos:



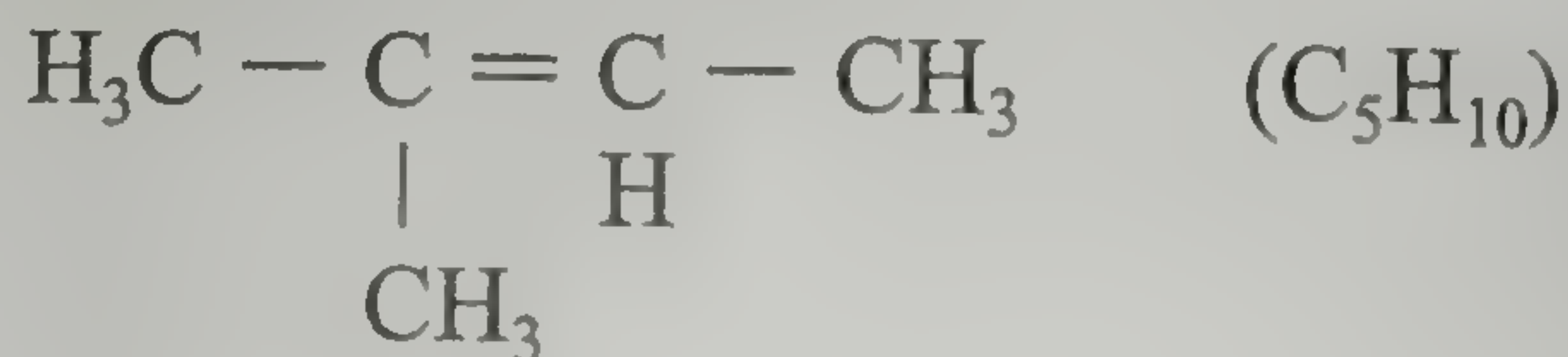
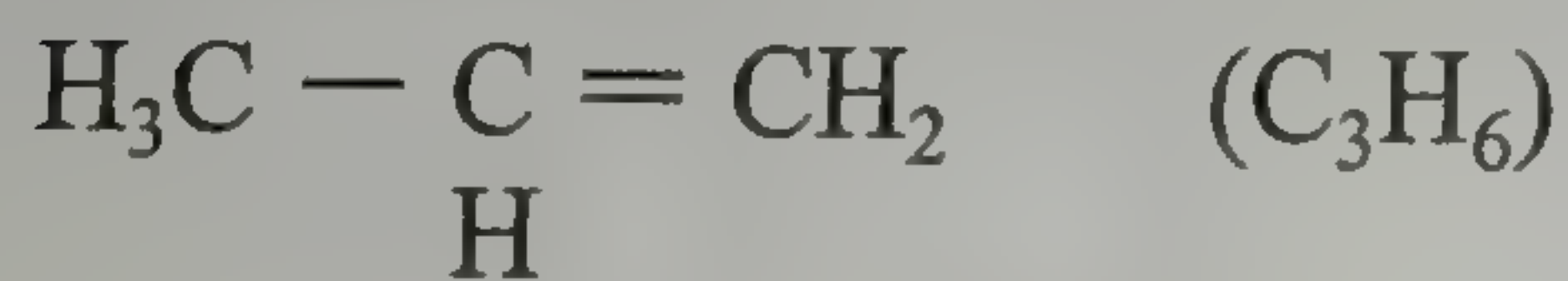
Os alcanos podem ser representados pela fórmula geral abaixo, em que n é o número de átomos de carbono.

Fórmula geral: C_nH_{2n+2}

Alcenos, alquenos ou olefinas

Apresentam cadeia carbônica aberta, contendo uma dupla ligação.

Exemplos:



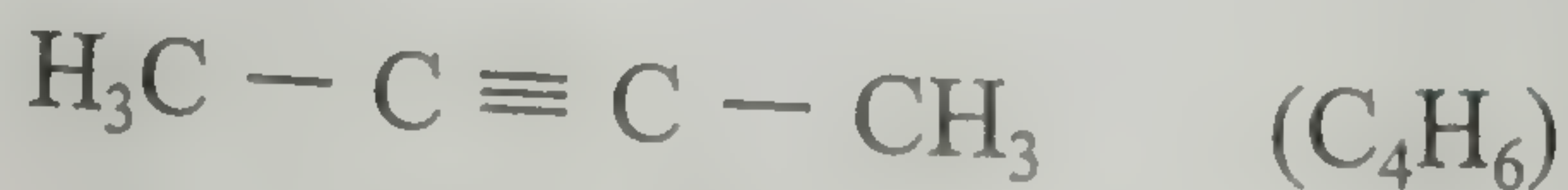
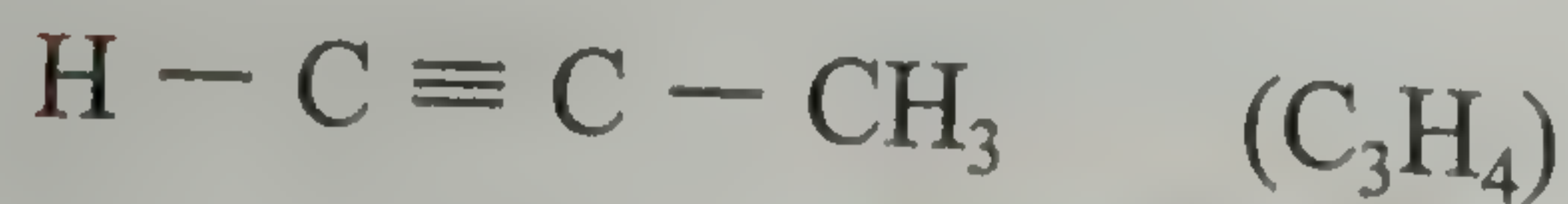
Fórmula geral: C_nH_{2n}

344

Alcinos, alquinos ou hidrocarbonetos acetilênicos

Apresentam cadeia carbônica aberta, contendo tripla ligação.

Exemplos:

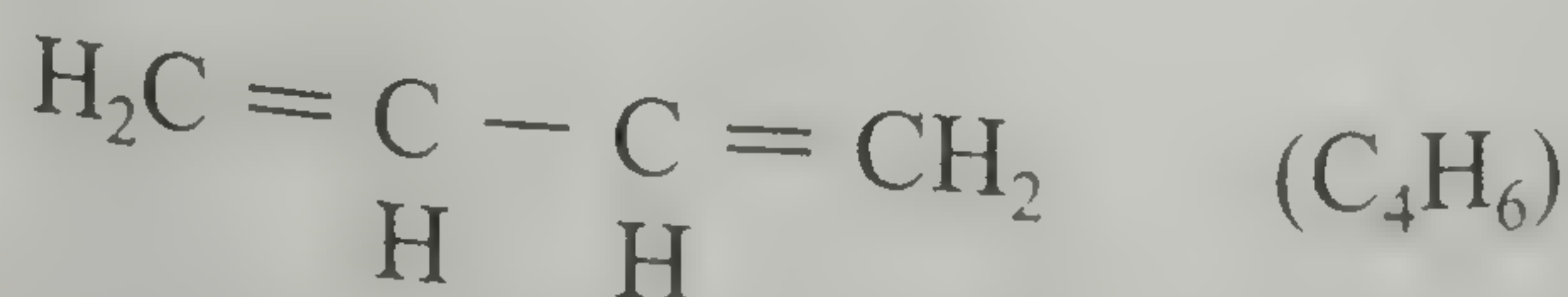
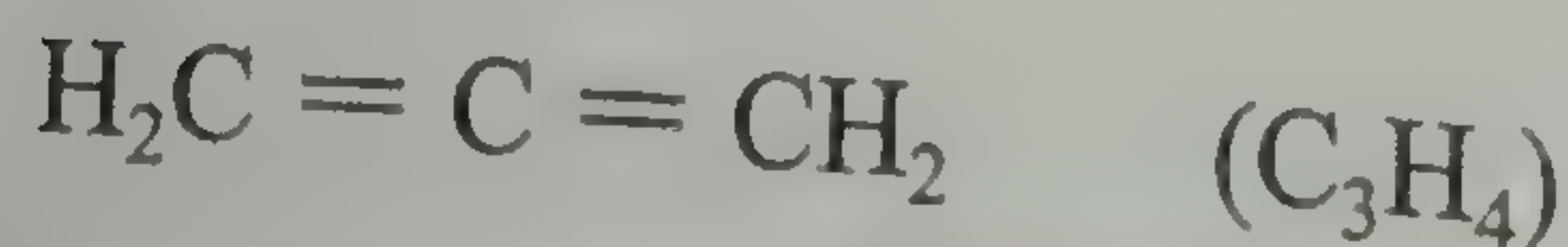


Fórmula geral: C_nH_{2n-2}

Alcadienos, dienos ou diolefinas

Apresentam cadeia carbônica aberta, contendo duas duplas ligações.

Exemplos:



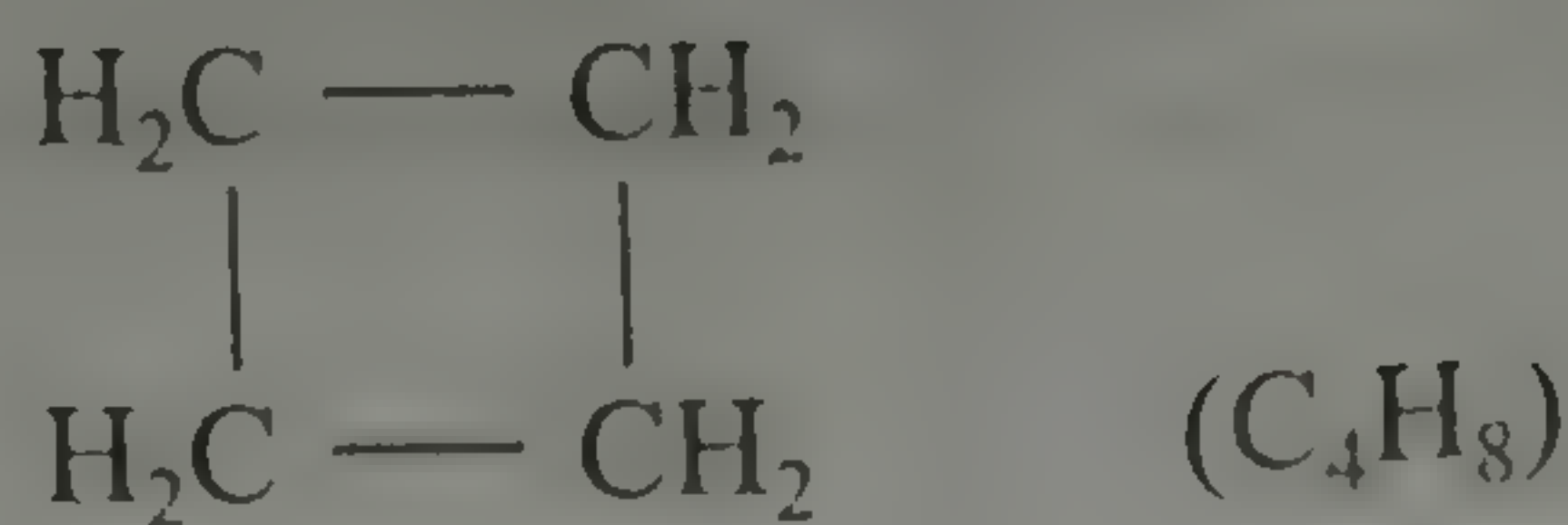
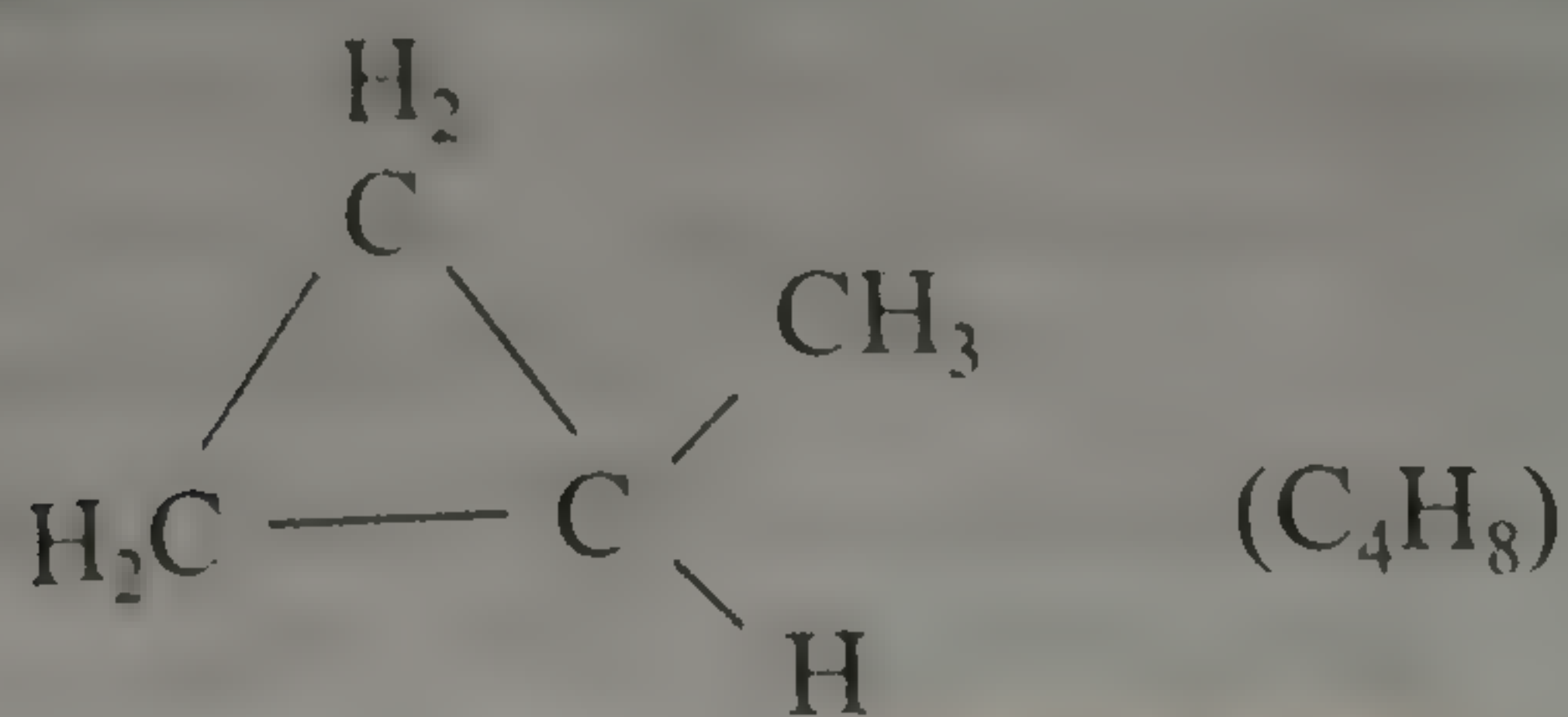
Fórmula geral: C_nH_{2n-2}

QUÍMICA ORGÂNICA

Ciclanos ou cicloparafinas

Apresentam cadeia carbônica fechada e saturada.

Exemplos:



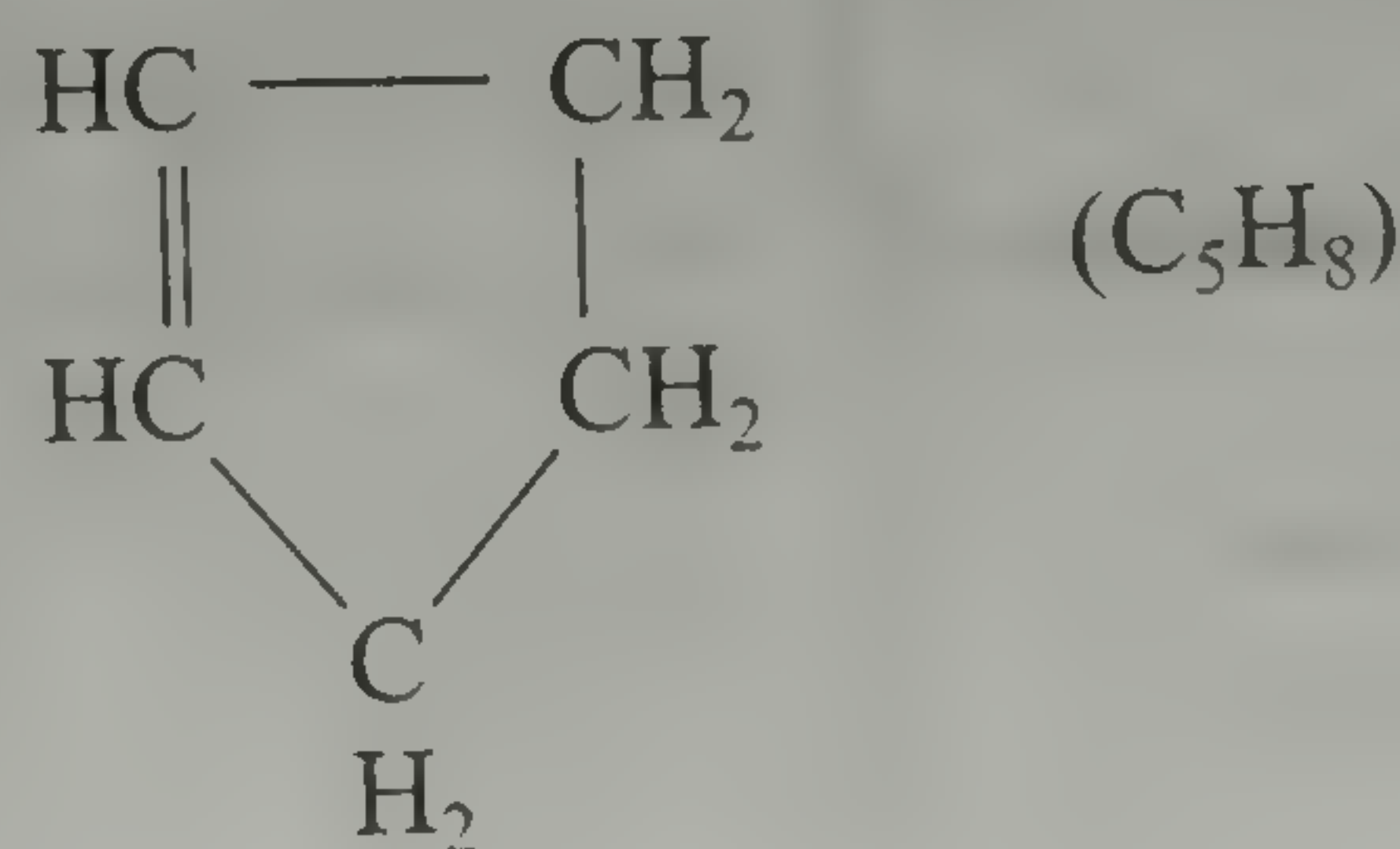
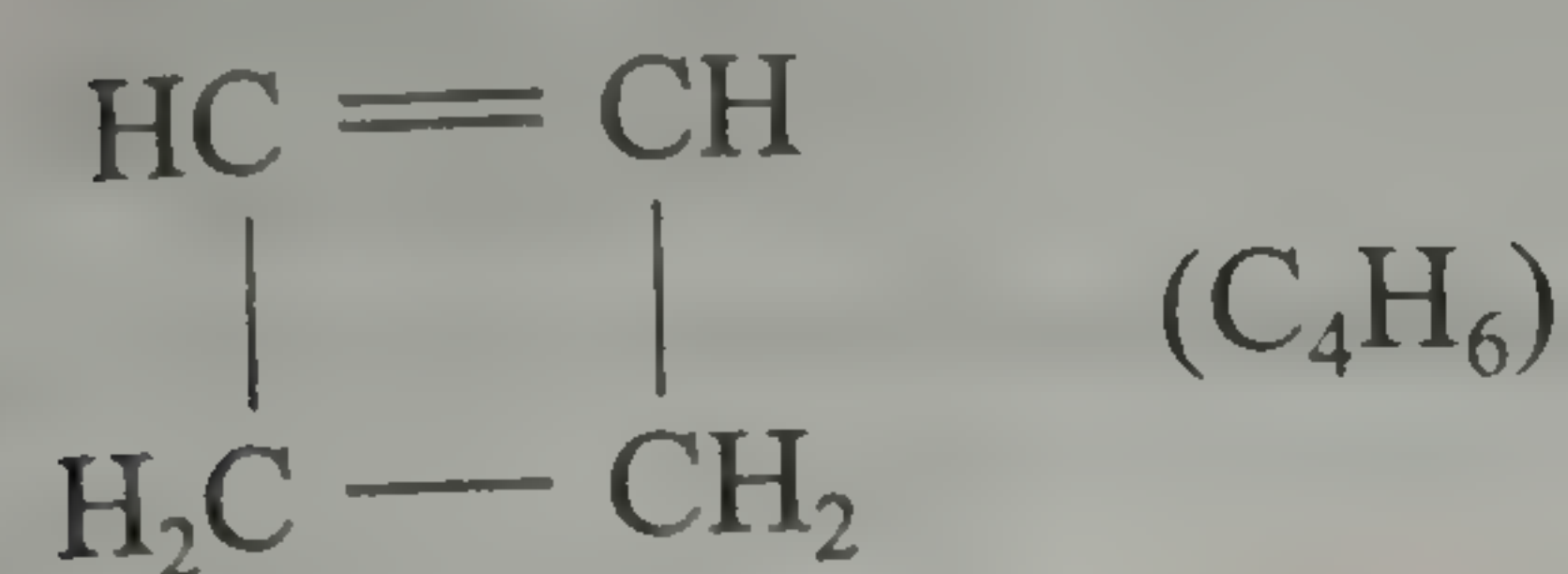
Fórmula geral:



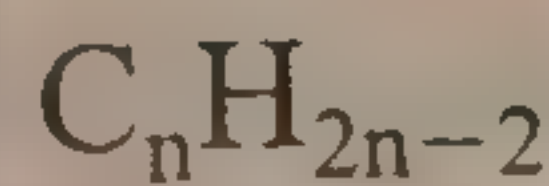
Ciclenos ou cicloalquenos

Apresentam cadeia carbônica fechada, contendo uma dupla ligação no anel.

Exemplos:



Fórmula geral:

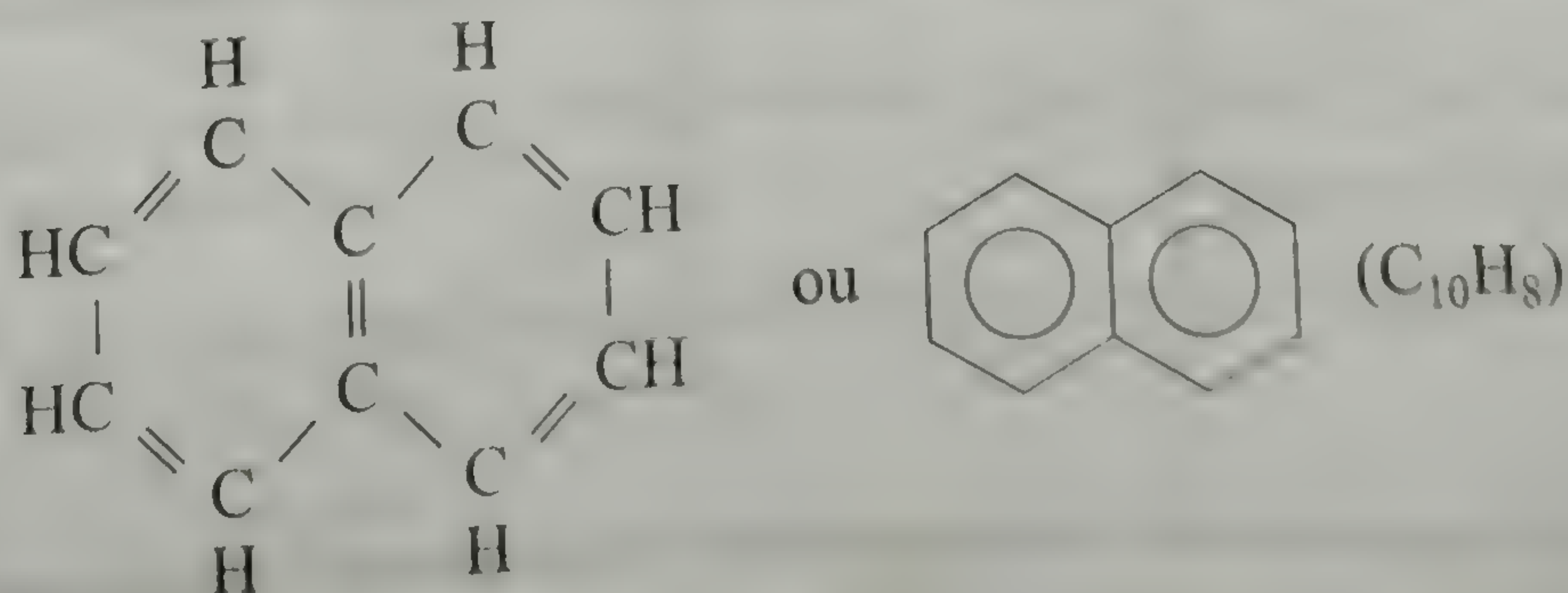
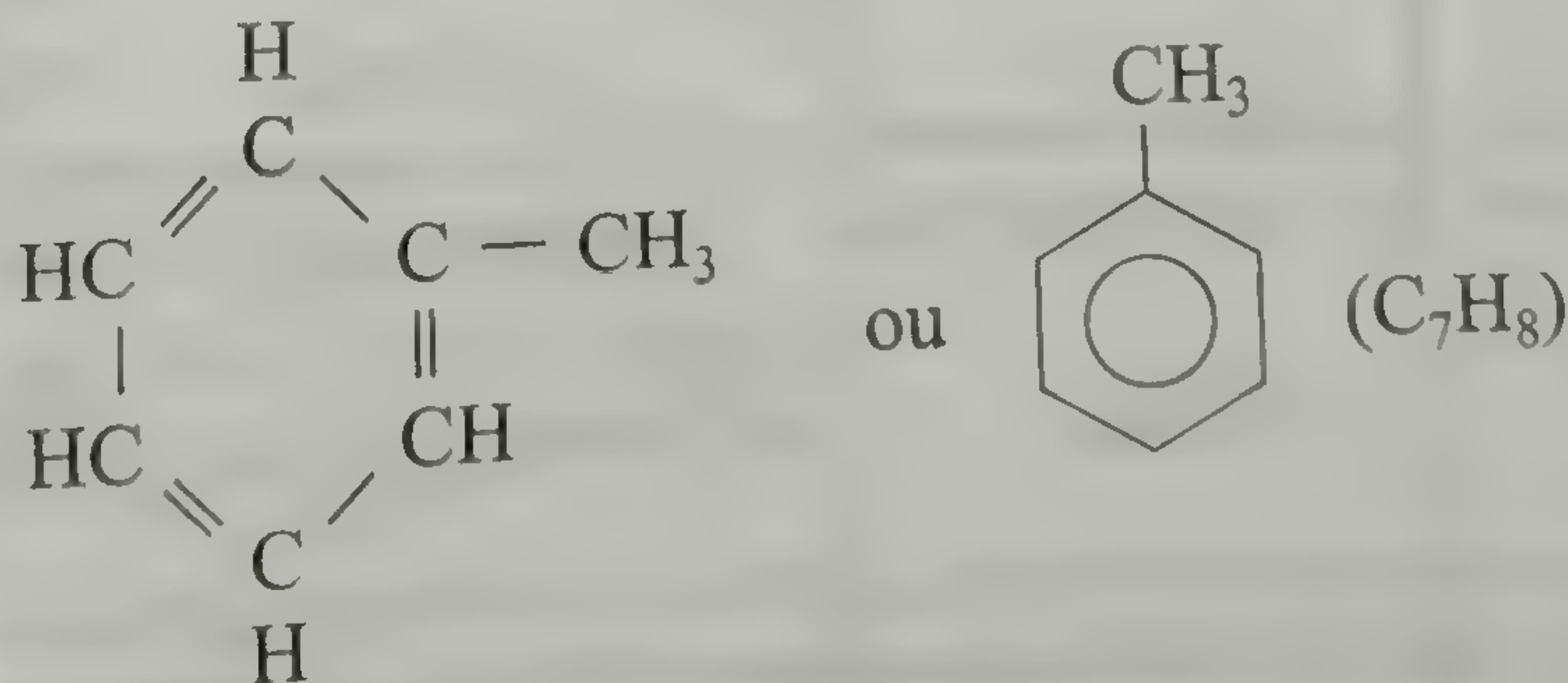
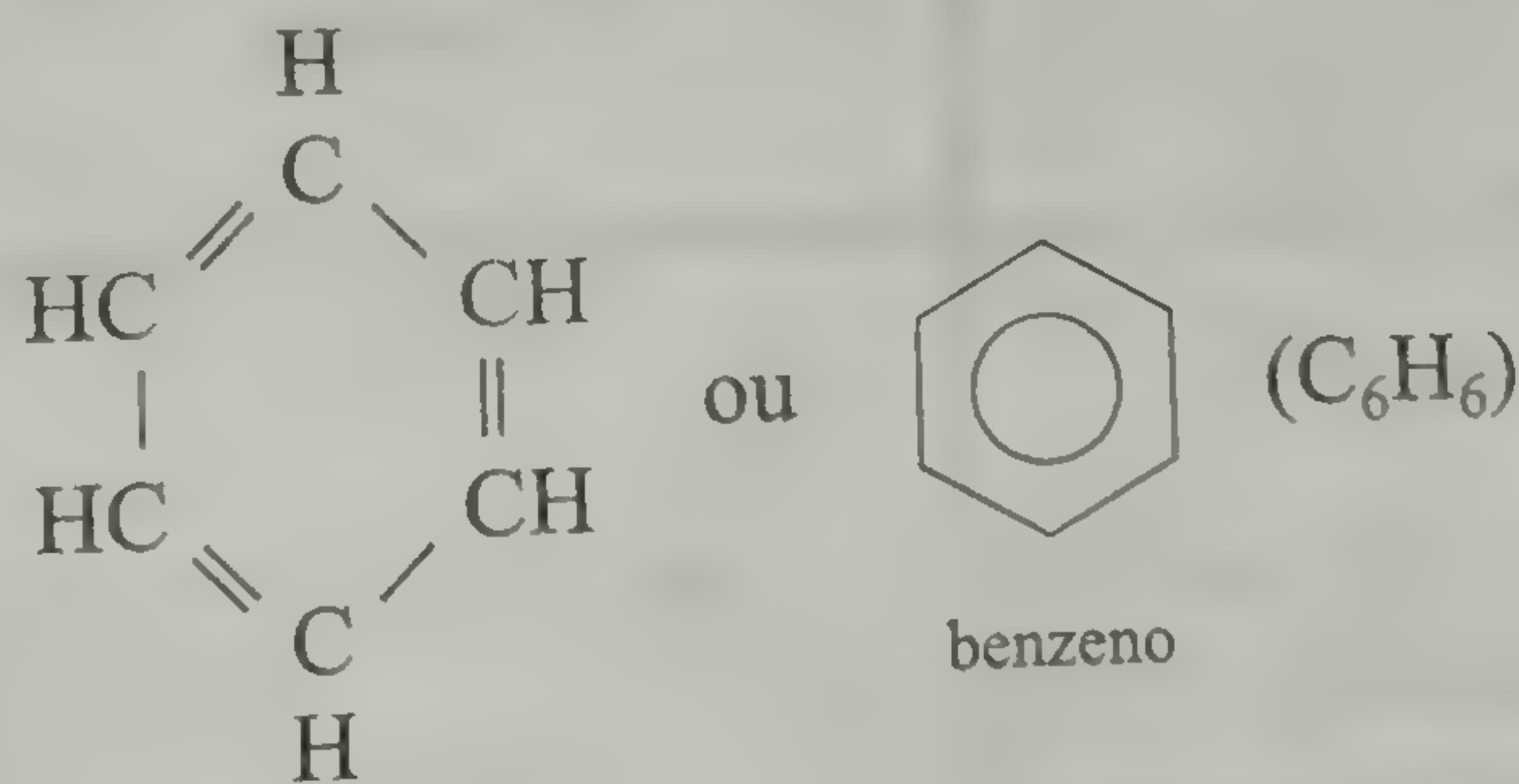


Hidrocarbonetos aromáticos

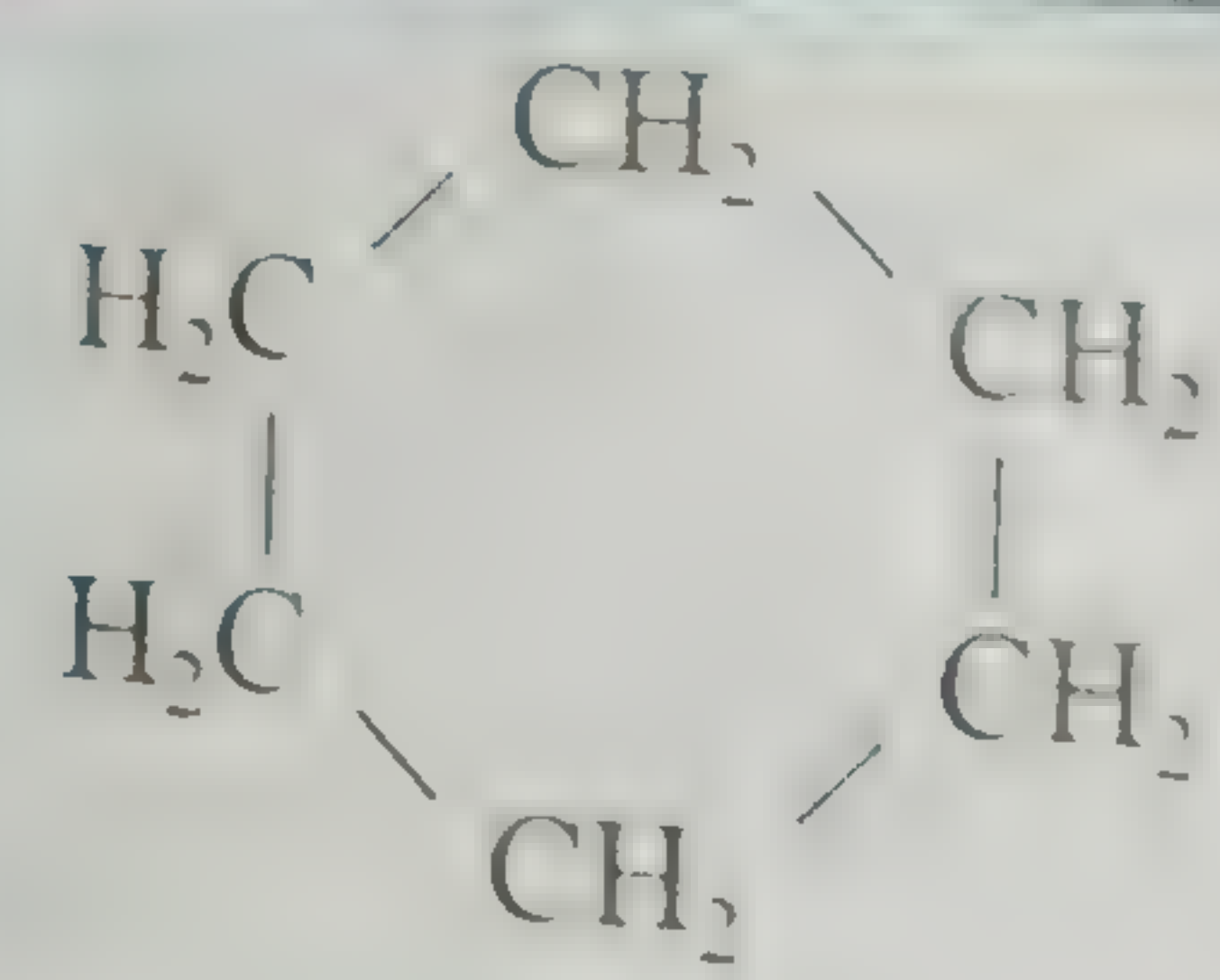
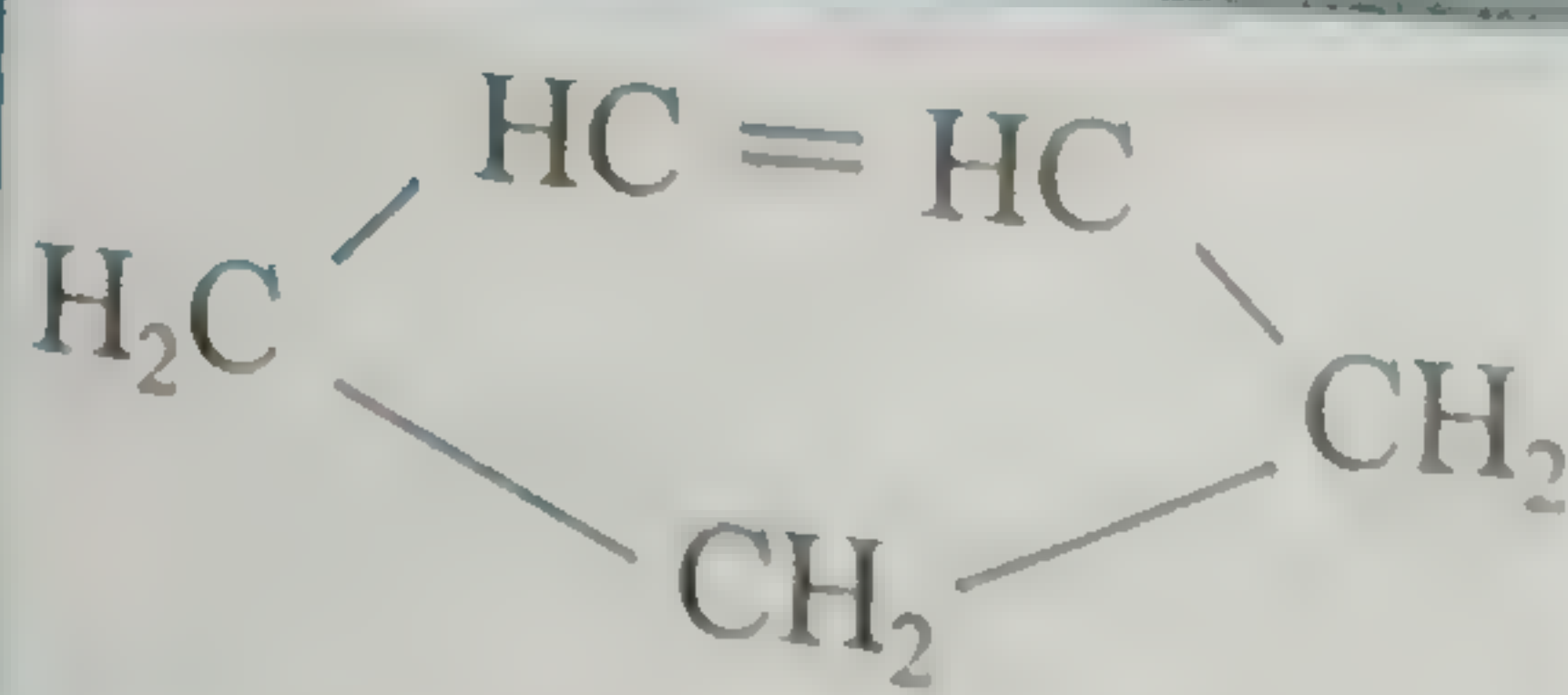
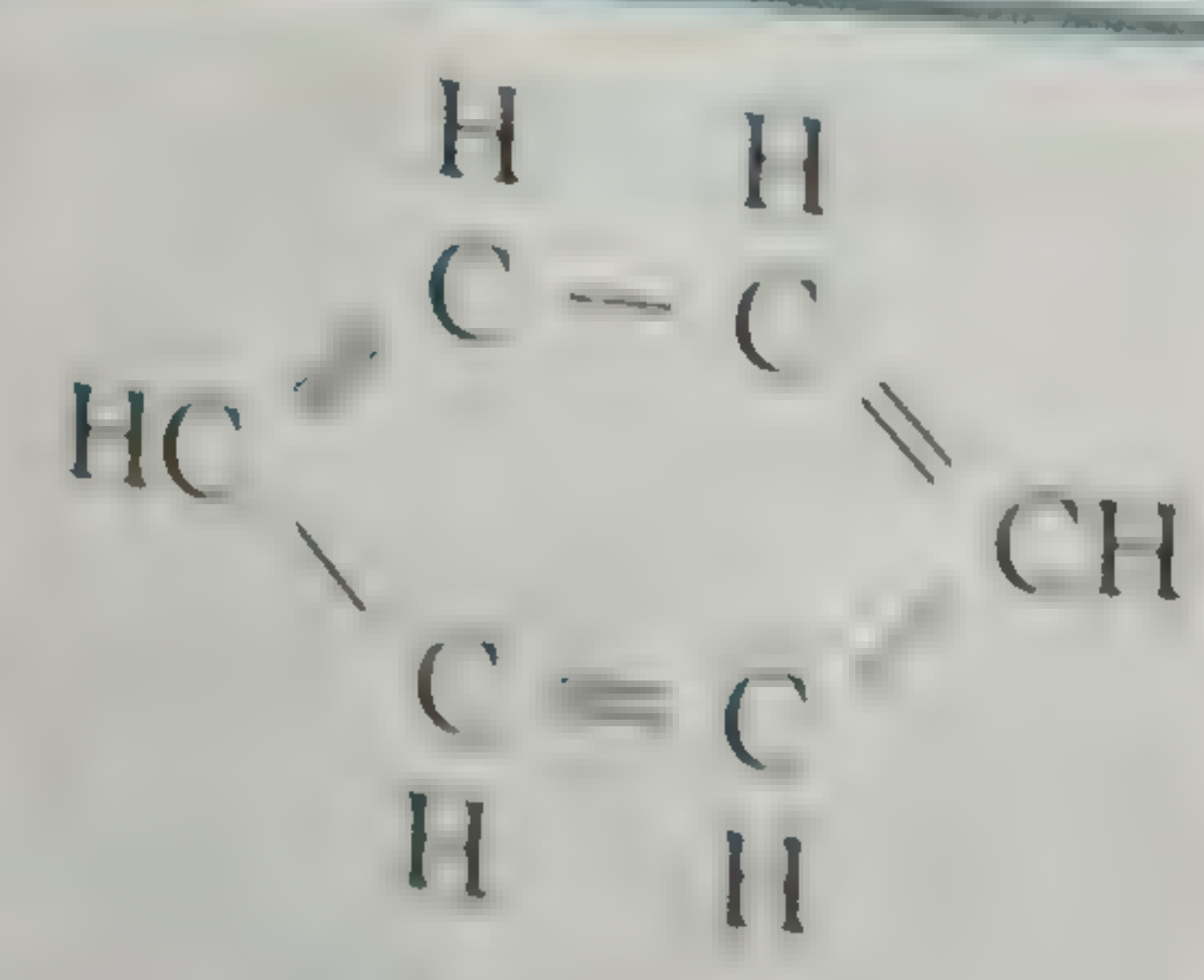
Apresentam pelo menos um anel benzênico.

O composto mais simples é o benzeno.

Exemplos:



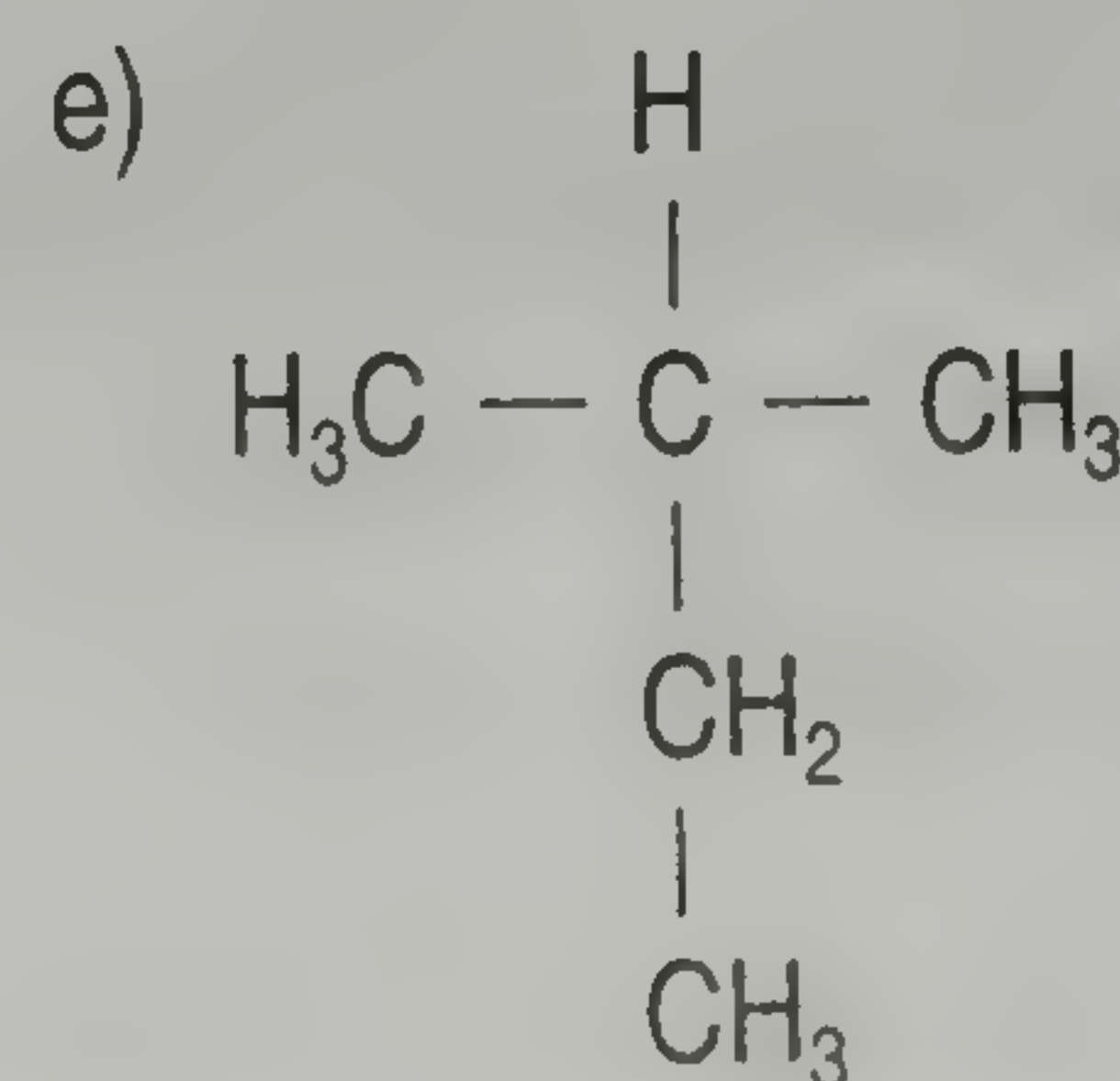
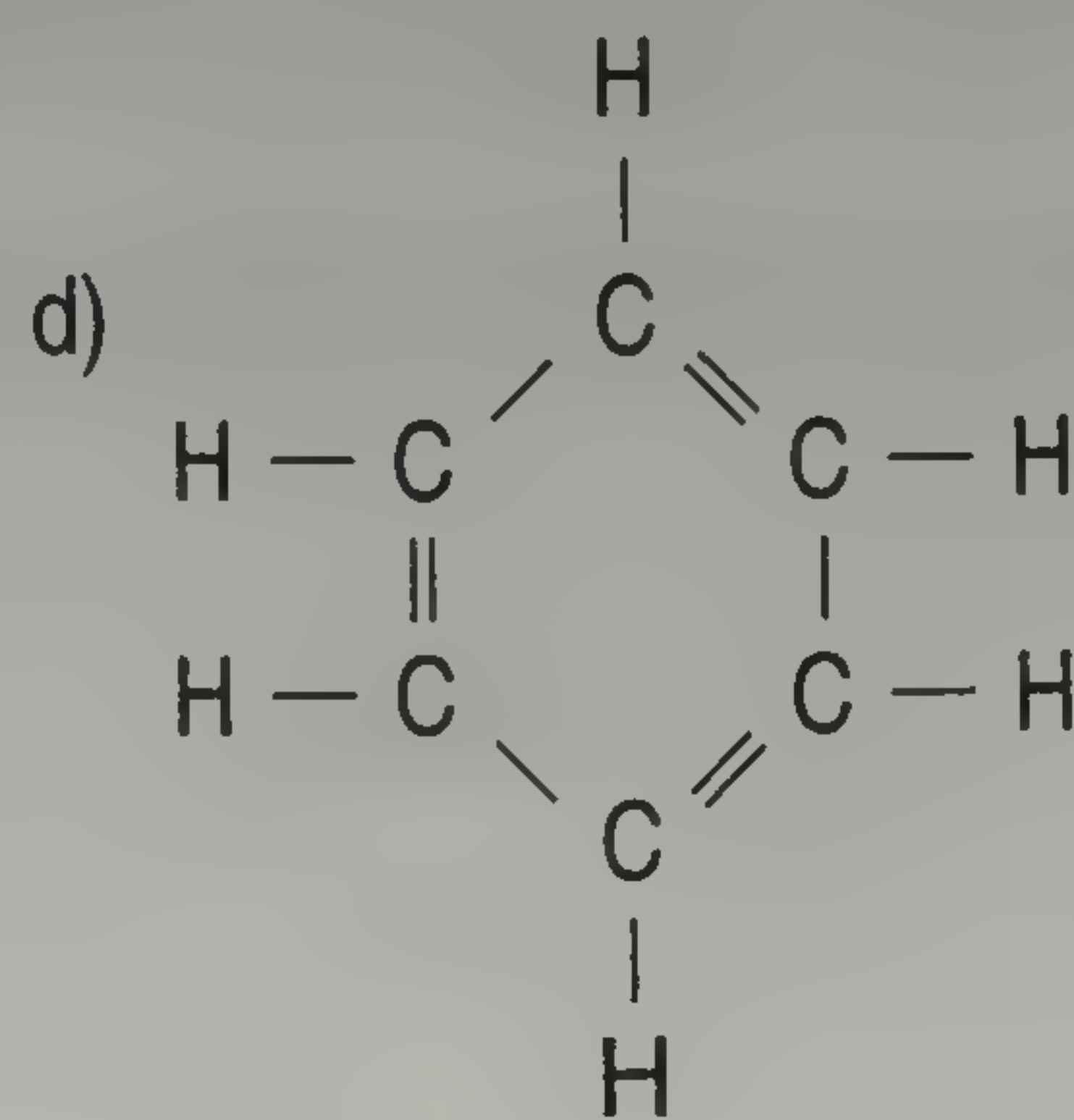
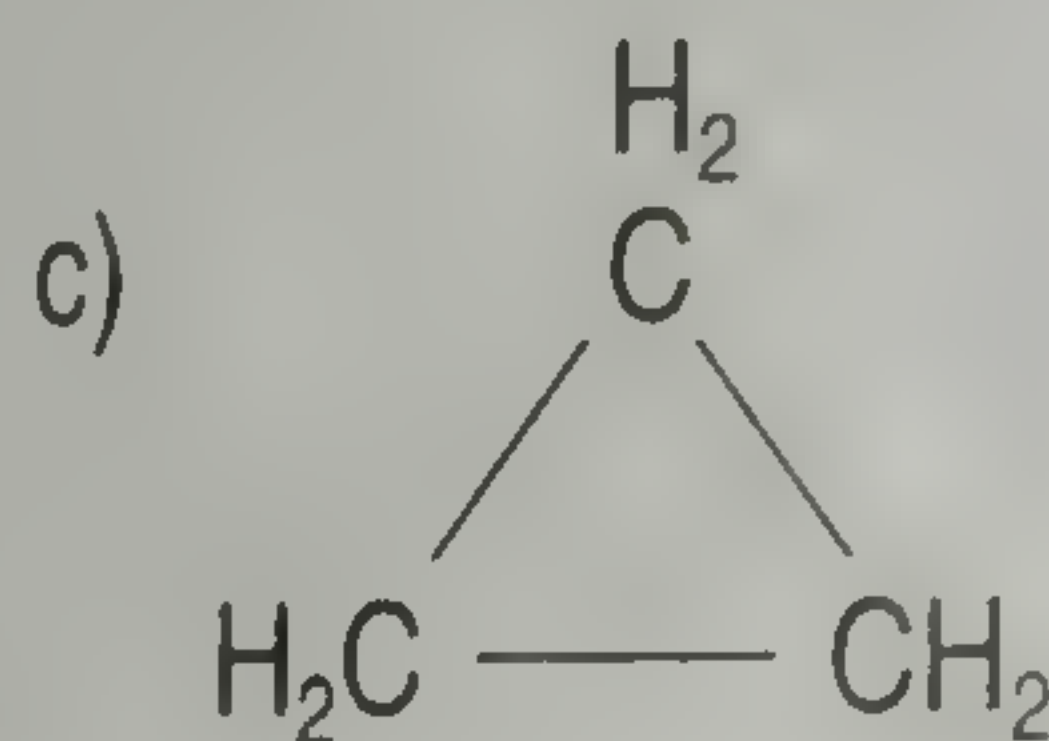
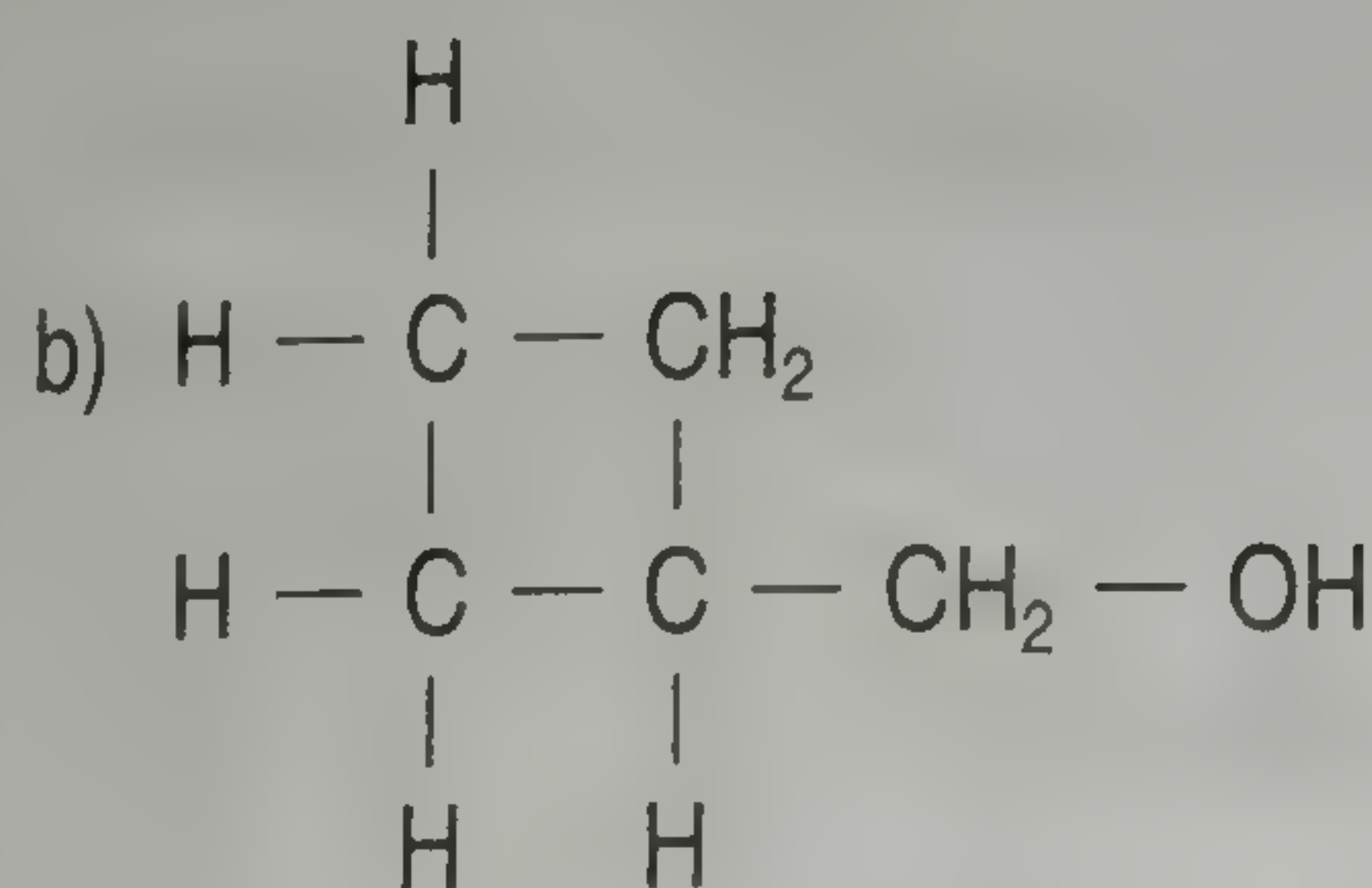
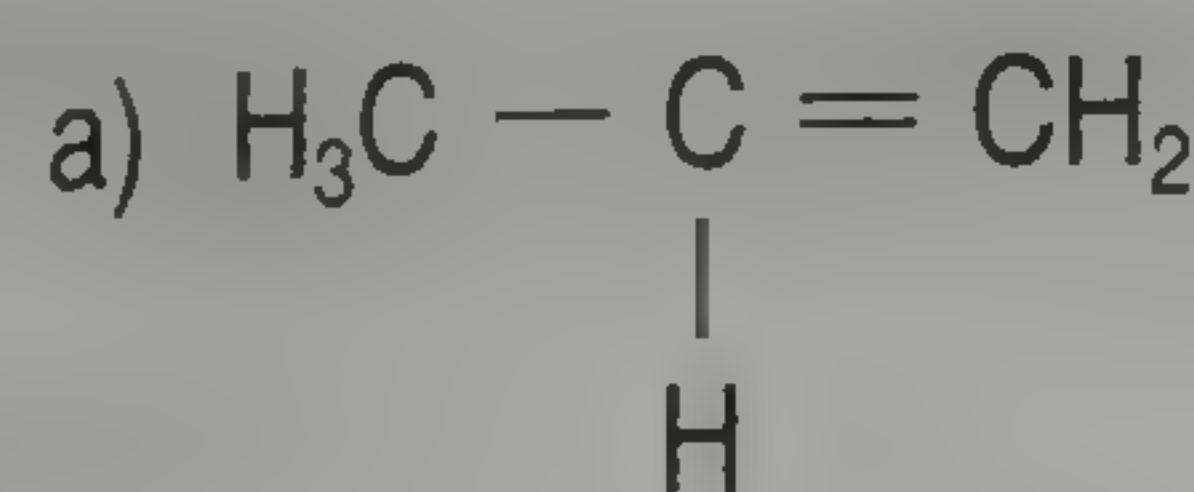
HIDROCARBONETOS

HIDROCARBONETO	FORMULA GERAL	EXEMPLO	ALGUMAS APLICAÇÕES
Alcanos ou parafinas	C_nH_{2n+2}	$\begin{array}{c} H \\ \\ H - C - H \\ \\ H \end{array}$ <p>metano</p>	O metano é um gás natural combustível.
Alcenos ou olefinas	C_nH_{2n}	$H_2C = CH_2$ <p>etileno</p>	O etileno é usado no amadurecimento de frutas e na preparação de plásticos acrílicos e vinílicos.
Alcinos ou acetilenos	C_nH_{2n-2}	$H - C \equiv C - H$ <p>acetileno</p>	O acetileno é usado em maçaricos e em plásticos acrílicos e vinílicos.
Alcadienos ou dienos	C_nH_{2n-2}	$H_2C = C - C = CH_2$ <p>1-3 butadieno</p>	O 1,3-butadieno é usado na fabricação de borracha sintética (Buna-S).
Ciclanos ou cicloparafinas	C_nH_{2n}	 <p>ciclohexano</p>	O ciclohexano é solvente de lacas e resinas usado na extração de essência de flores.
Ciclenos ou cicloalquenos	C_nH_{2n-2}	 <p>ciclopenteno</p>	O ciclopenteno é usado em sínteses orgânicas.
Hidrocarbonetos aromáticos		 <p>benzeno</p>	O benzeno é solvente e matéria-prima para a fabricação de fenol, anilina e inseticidas (BHC, DDT).

QUÍMICA ORGÂNICA

exercícios

- (OSEC-SP) Os compostos classificados como hidrocarbonetos fazem parte de misturas que compõem alguns combustíveis. Esses compostos apresentam em sua constituição os elementos químicos:
 - hidrogênio, carbono e oxigênio.
 - hidrogênio, carbono e nitrogênio.
 - hidrogênio e carbono.
 - hidrogênio, carbono, oxigênio e nitrogênio.
 - hidrogênio, carbono, oxigênio, enxofre e nitrogênio.
- Identifique quais dos compostos abaixo são hidrocarbonetos e qual o seu tipo.



- (RRN) Um composto orgânico cuja fórmula geral é representada por C_nH_{2n} pertence à classe do:
 - alceno ou cicloalceno.
 - alceno ou cicloalceno.
 - alceno ou cicloparafina.
 - alcino ou alcadieno.
 - alcino ou aromático.
- Escreva a fórmula estrutural de um hidrocarboneto que apresente as seguintes características:
 - possui 4 C, 1 dupla ligação e 1 ramificação;
 - possui 6 C, 2 duplas ligações e 2 ramificações.
- Escreva a fórmula estrutural de pelo menos dois hidrocarbonetos que apresentem simultaneamente as seguintes características: 5 C, insaturações, cadeia normal e igual fórmula molecular.
- Sabendo que um hidrocarboneto possui a fórmula molecular igual a C_6H_{12} , a que tipo de hidrocarboneto ele poderia pertencer?
- Escreva a fórmula estrutural dos hidrocarbonetos aromáticos de fórmula molecular:
 - $\text{C}_{12}\text{H}_{10}$
 - C_{10}H_8
- Determine as fórmulas estruturais de todos os hidrocarbonetos de fórmula molecular C_4H_8 .

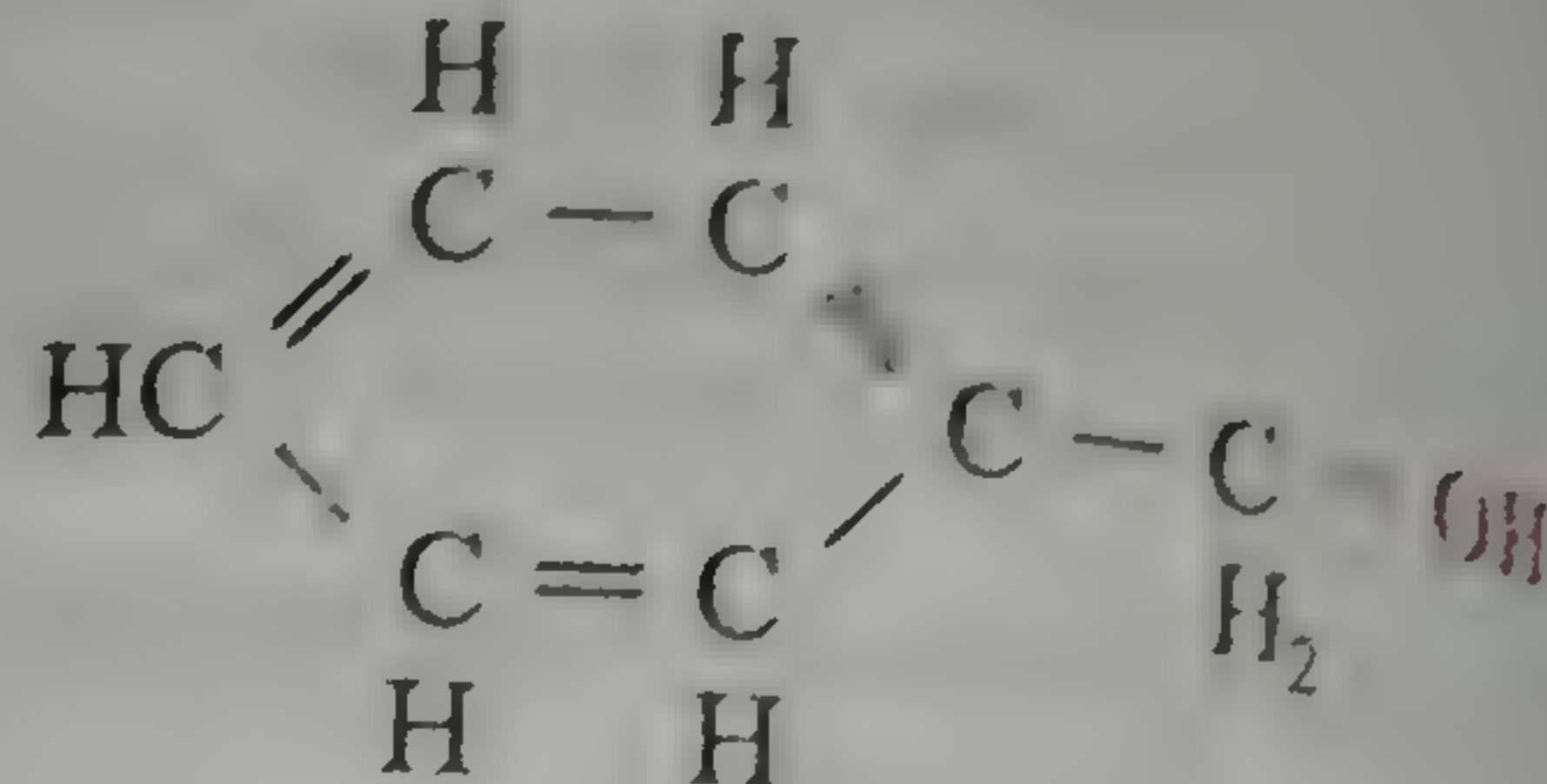
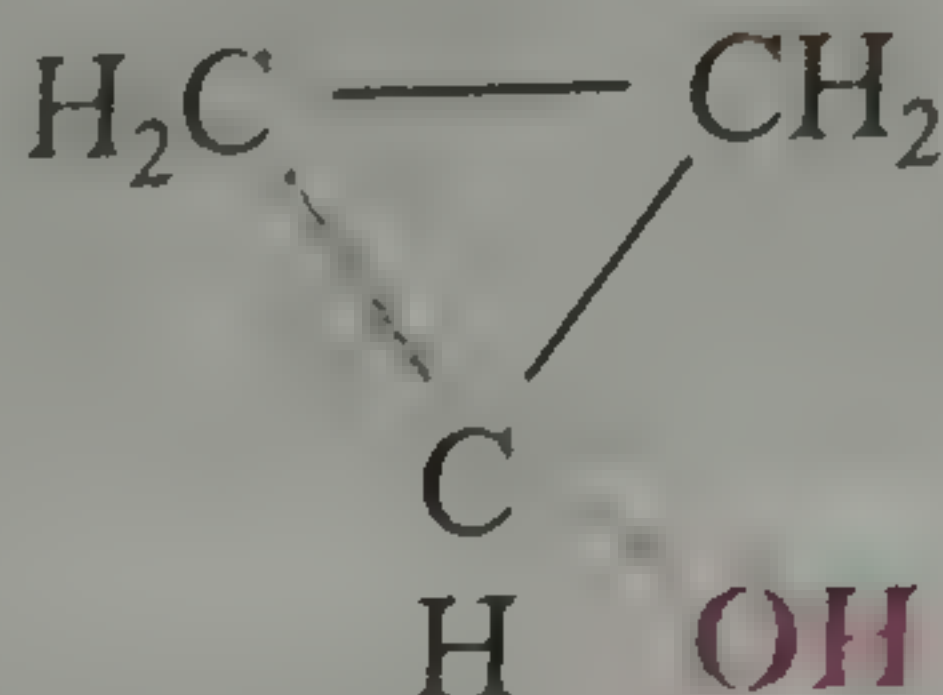
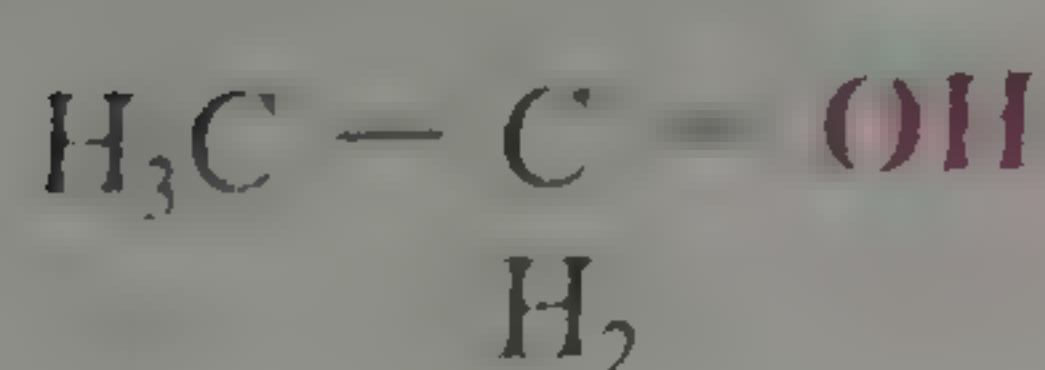
Funções oxigenadas

São formadas por compostos que contêm carbono, hidrogênio e oxigênio.

Álcoois

Apresentam o radical -OH (hidroxila) ligado a carbono saturado.

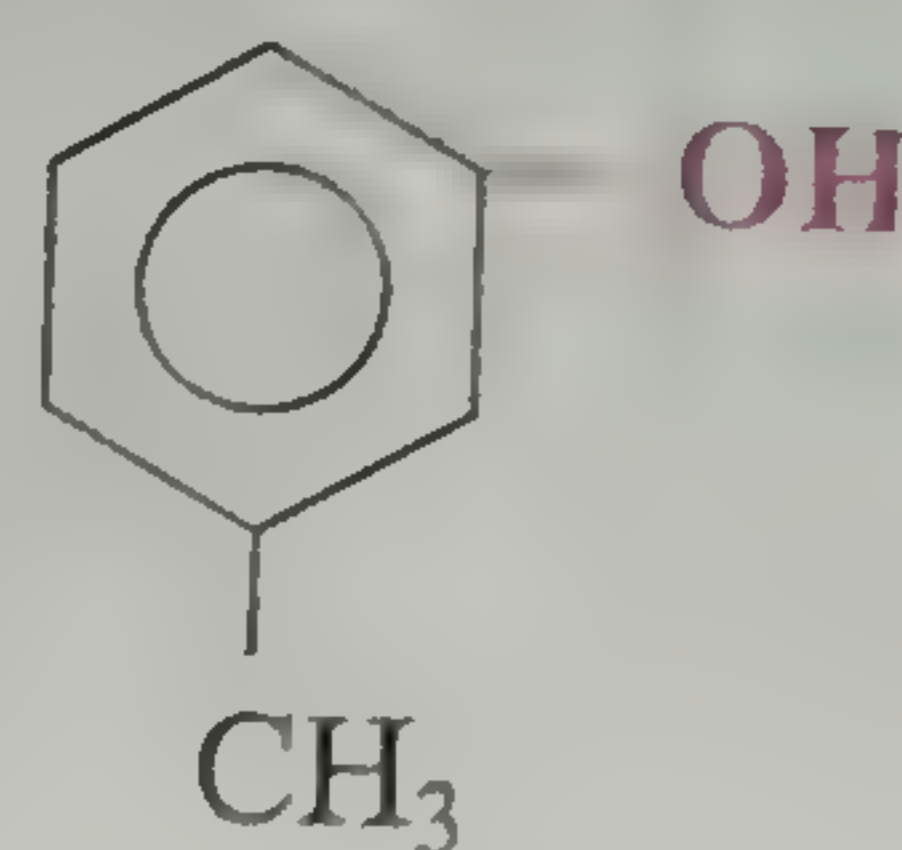
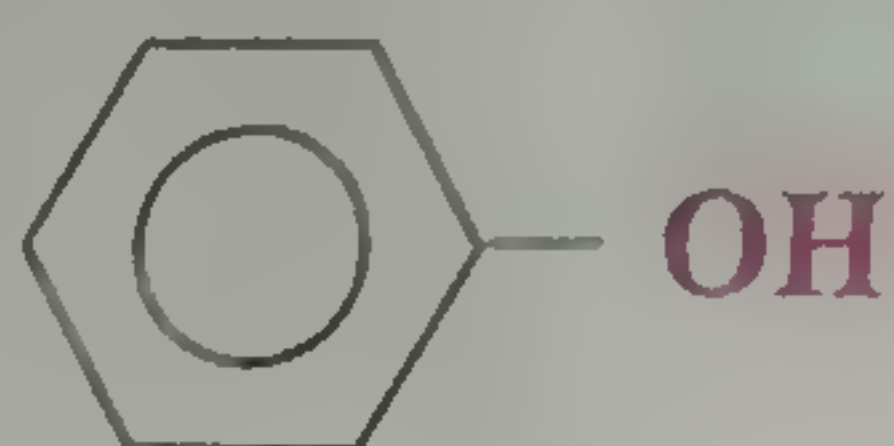
Exemplos:



Fenóis

Apresentam a hidroxila ligada a um carbono do anel aromático.

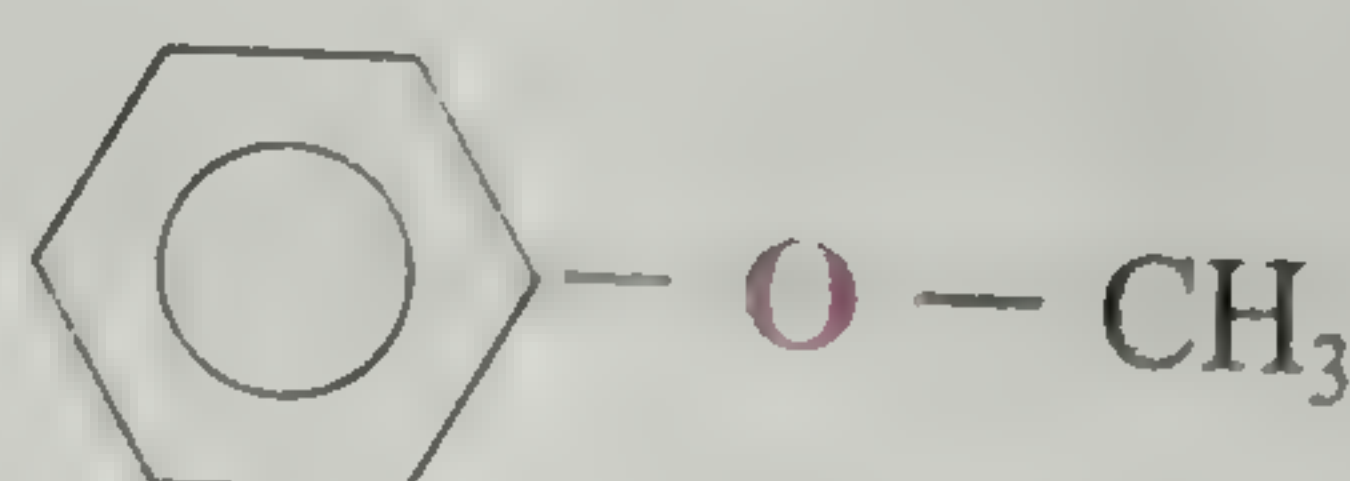
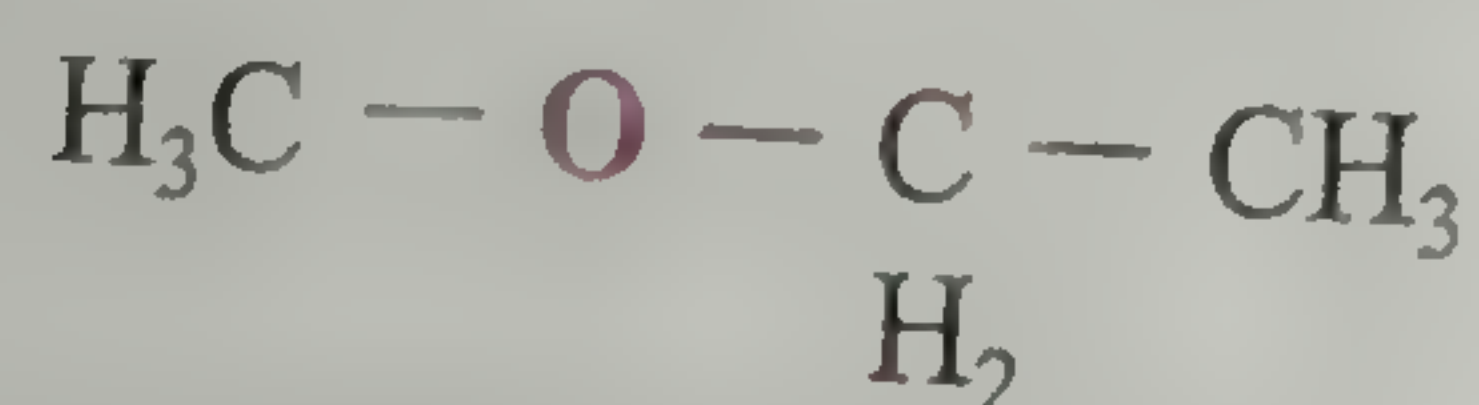
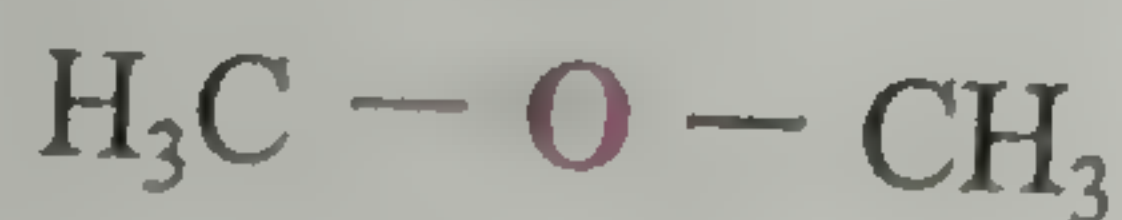
Exemplos:



Éteres

Apresentam um heteroátomo de oxigênio na molécula.

Exemplos:

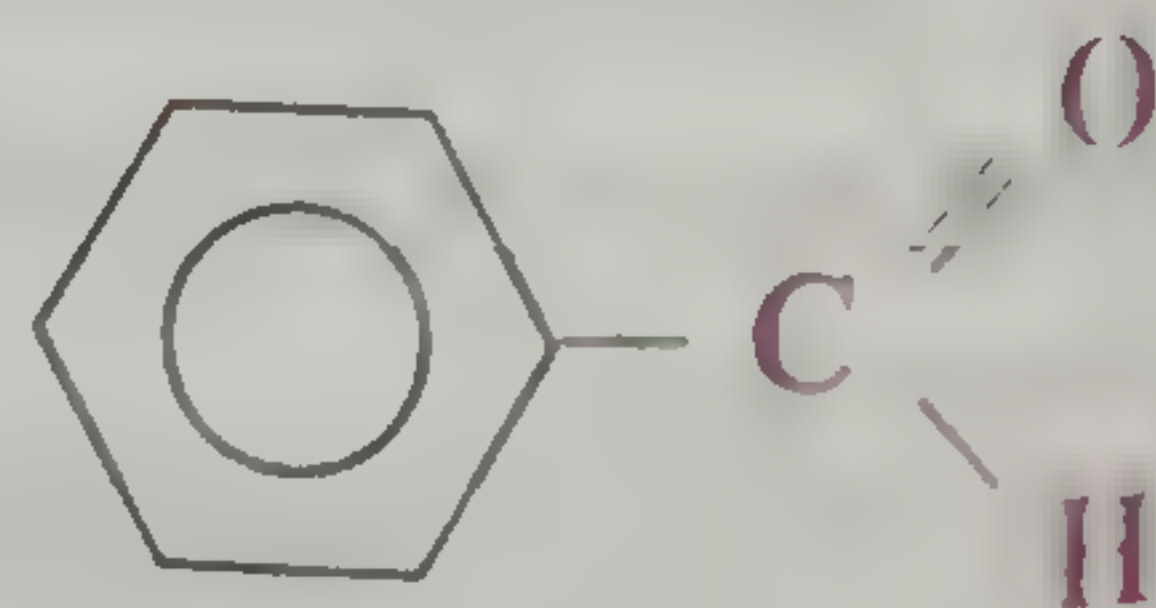
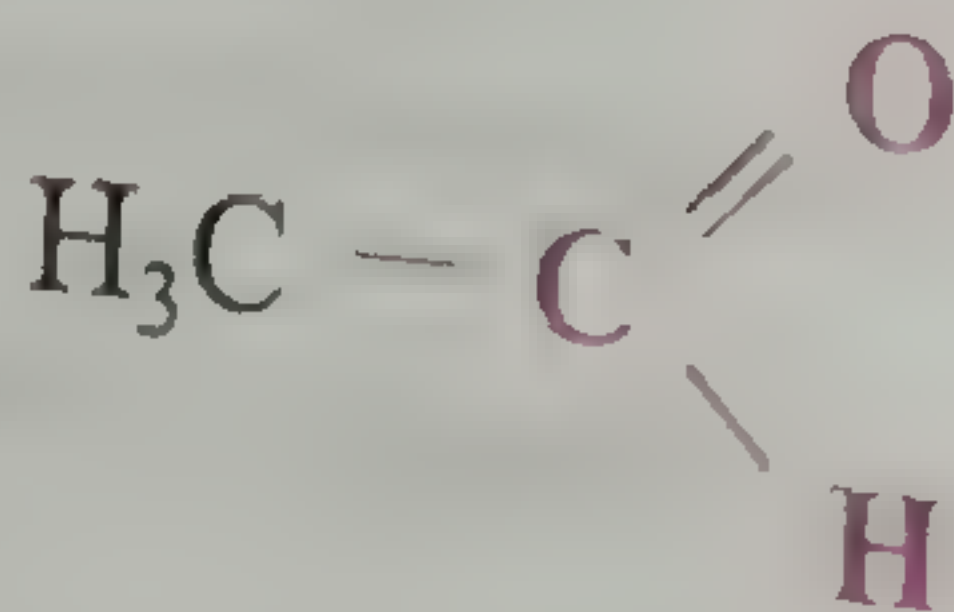
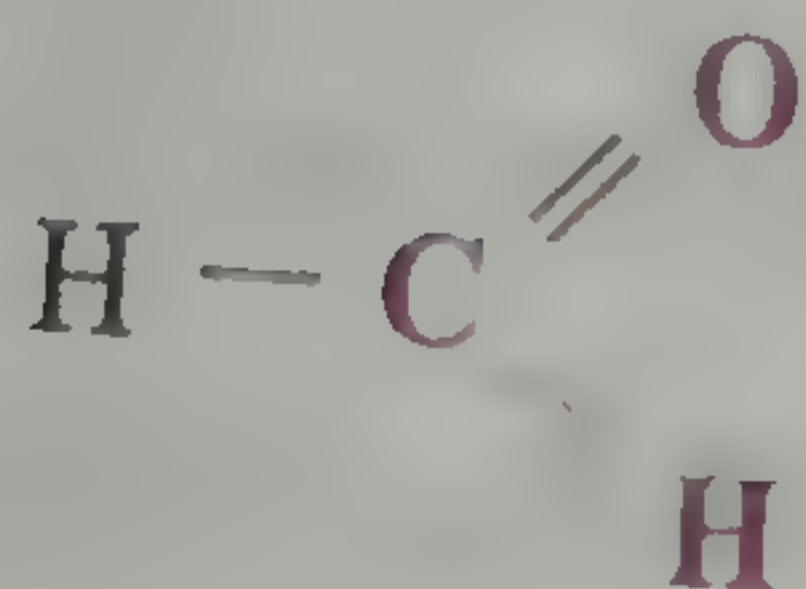


348

Aldeídos

Apresentam o radical funcional $\text{-C}(=\text{O})\text{OH}$ (aldoxila).

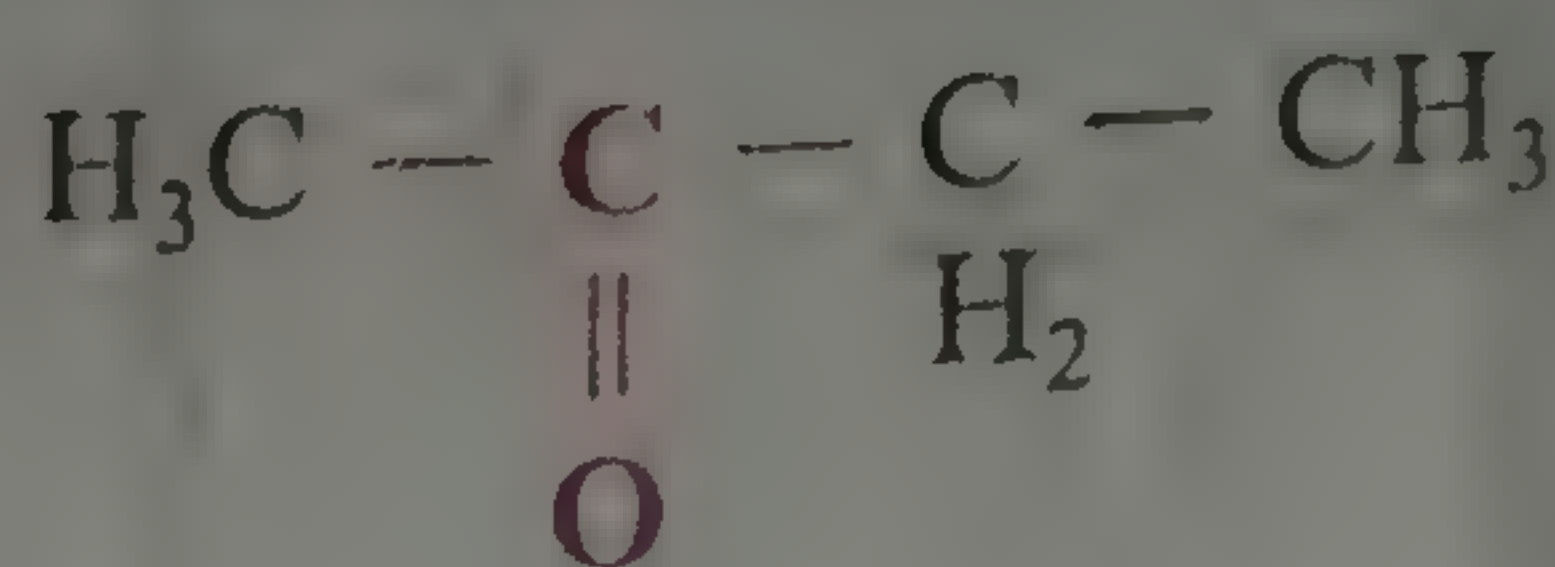
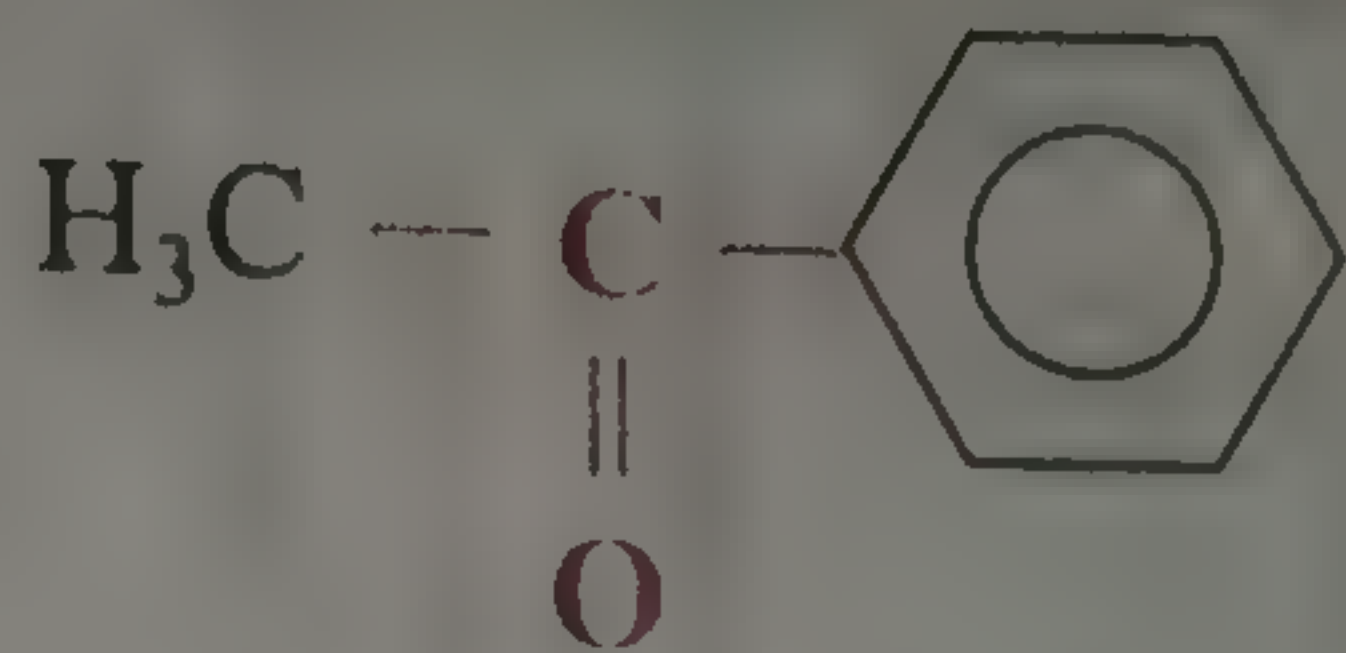
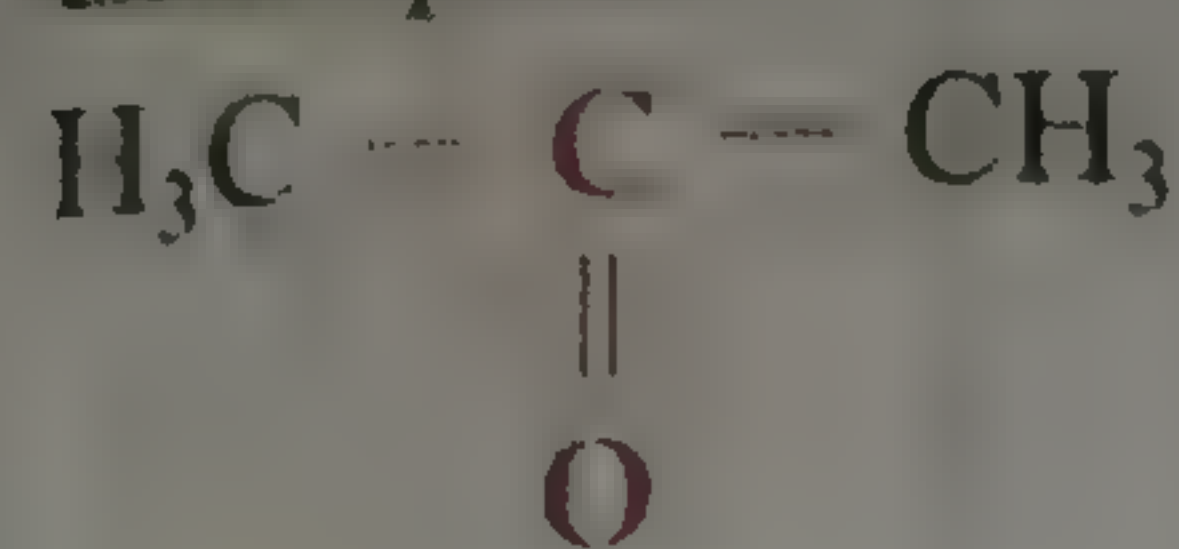
Exemplos:



Cetonas

Apresentam o radical $\text{-C}(=\text{O})\text{-}$ (carbonila) ligado a dois átomos de carbono.

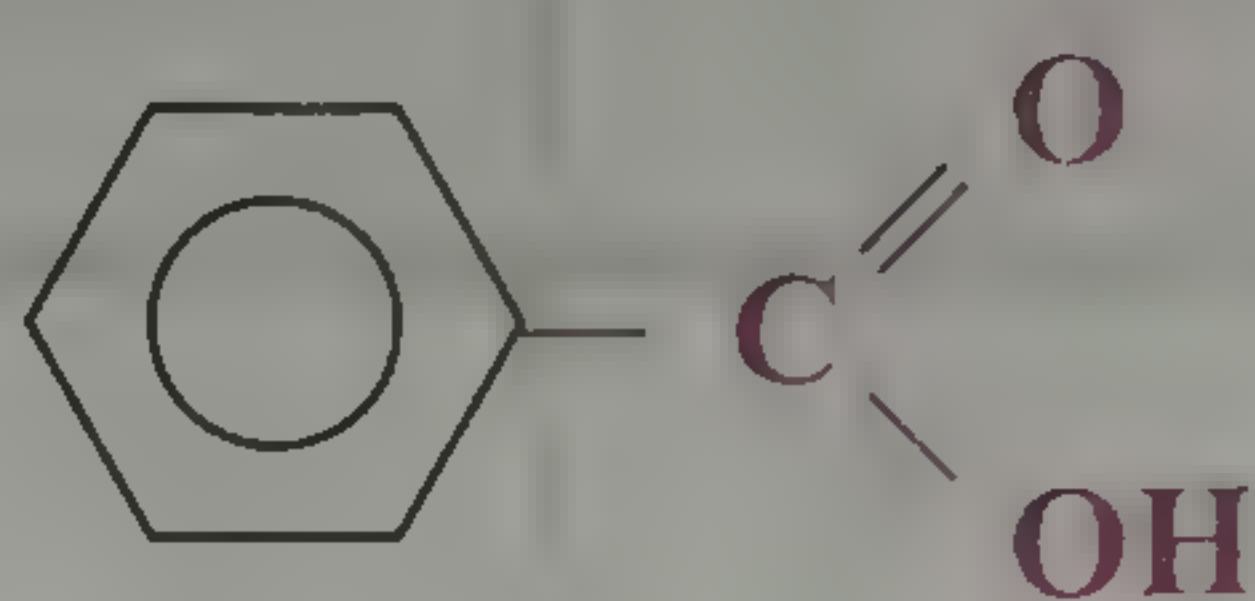
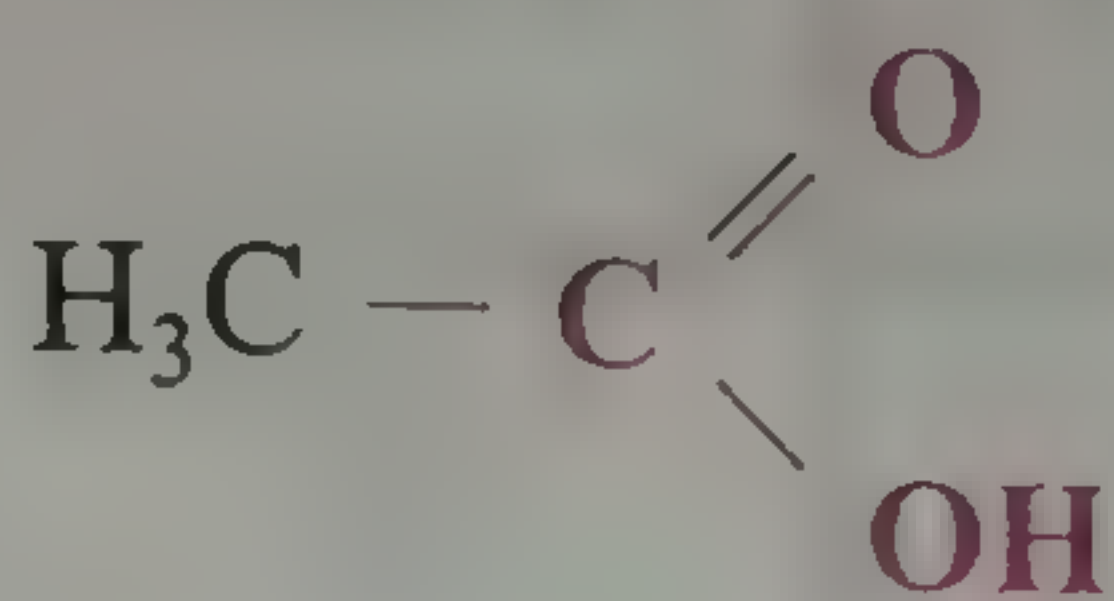
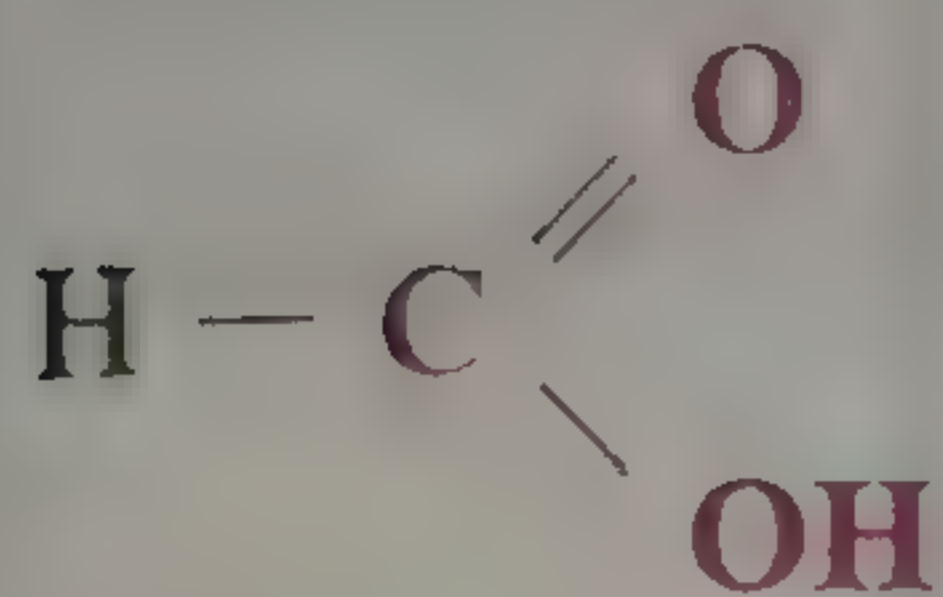
Exemplos:



Ácidos carboxílicos

São ácidos orgânicos e apresentam o radical funcional $-\text{C}(=\text{O})\text{OH}$ (carboxila).

Exemplos:

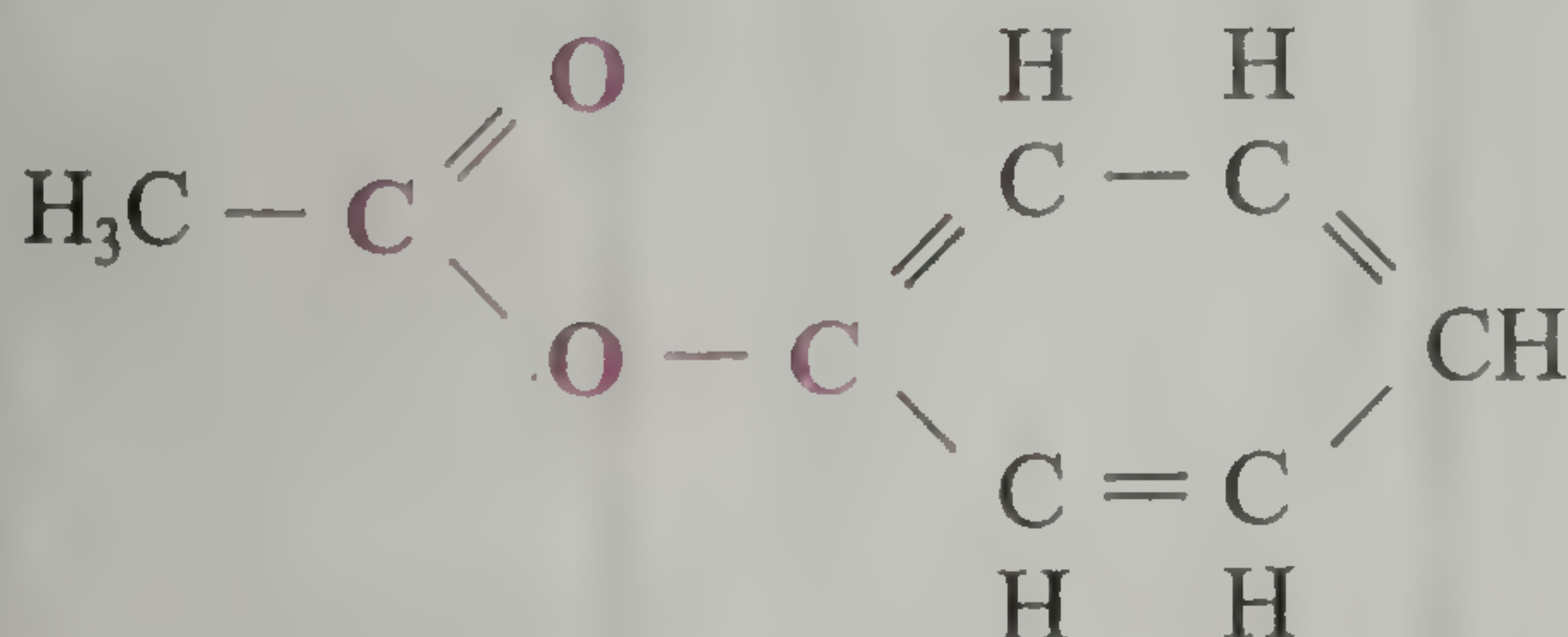
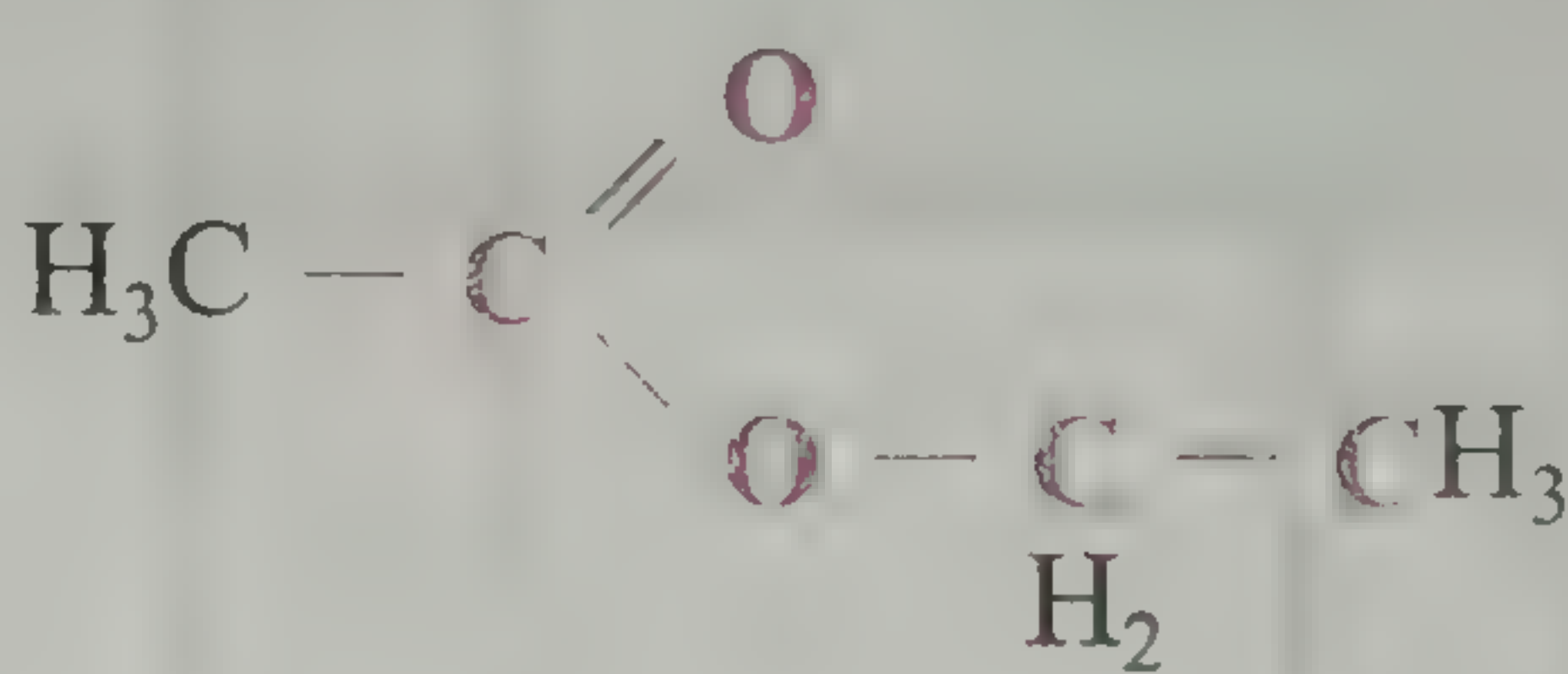
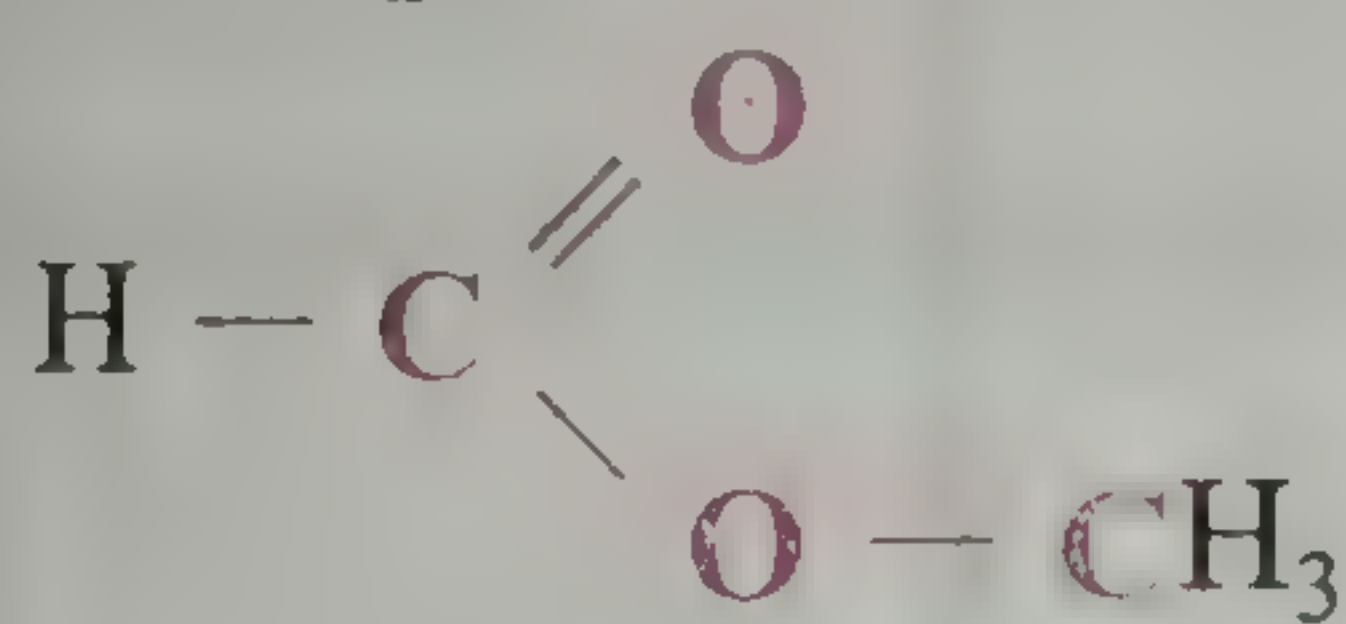


Êsteres de ácidos carboxílicos

São compostos que resultam da reação de um ácido carboxílico com um álcool ou fenol.

Apresentam na sua estrutura o radical $-\text{C}(=\text{O})\text{O}-$

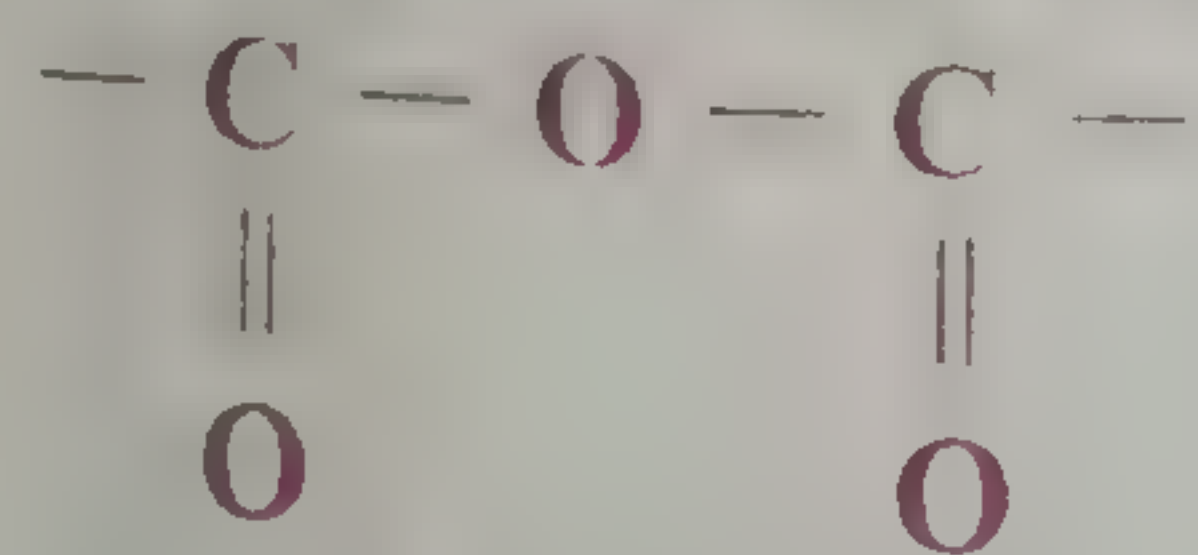
Exemplos:



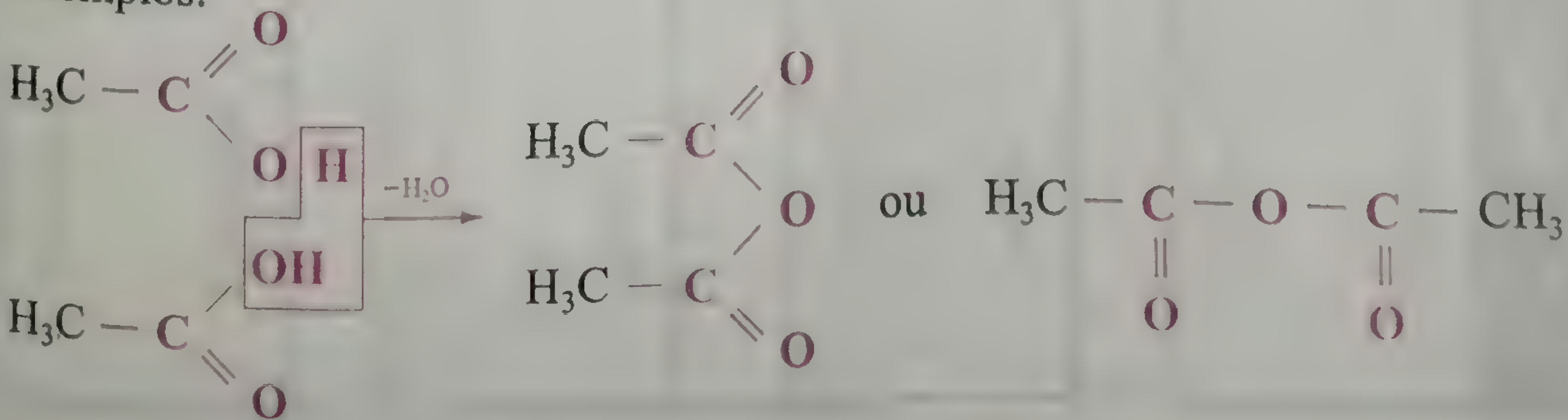
349

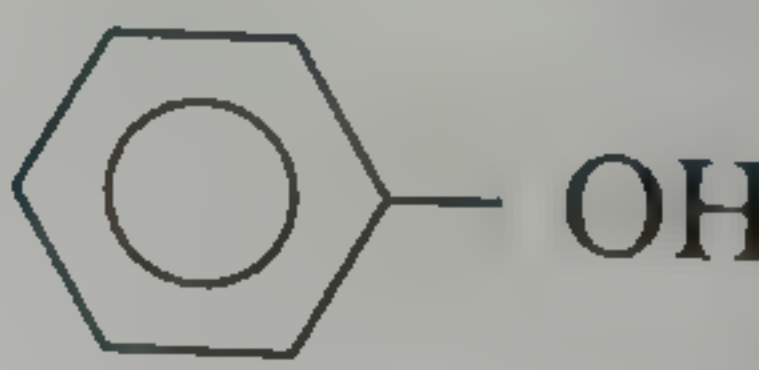
Anidridos de ácidos carboxílicos

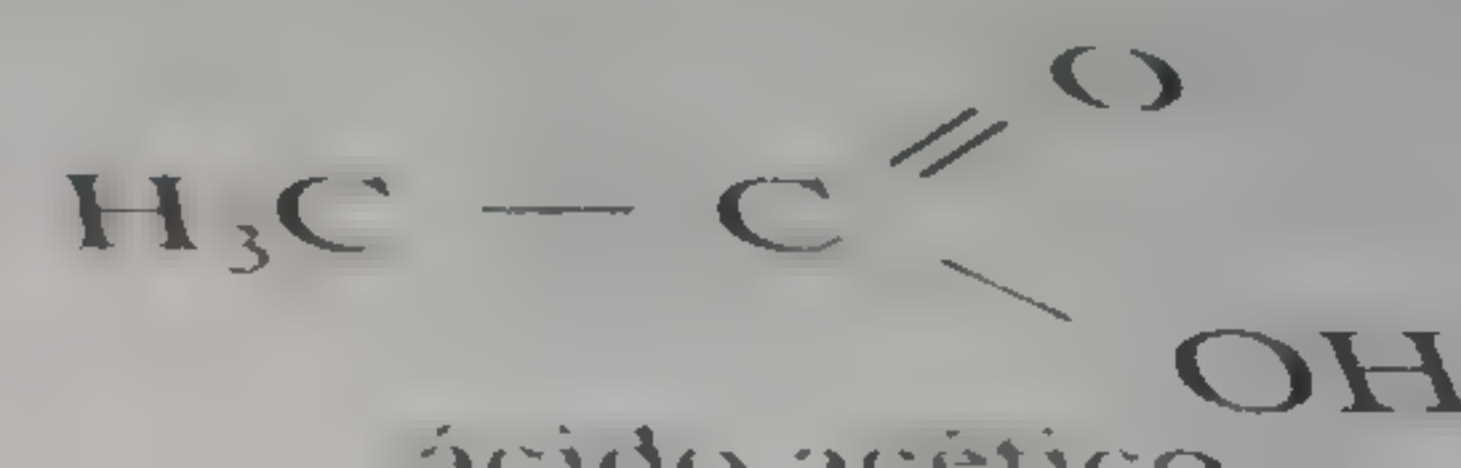
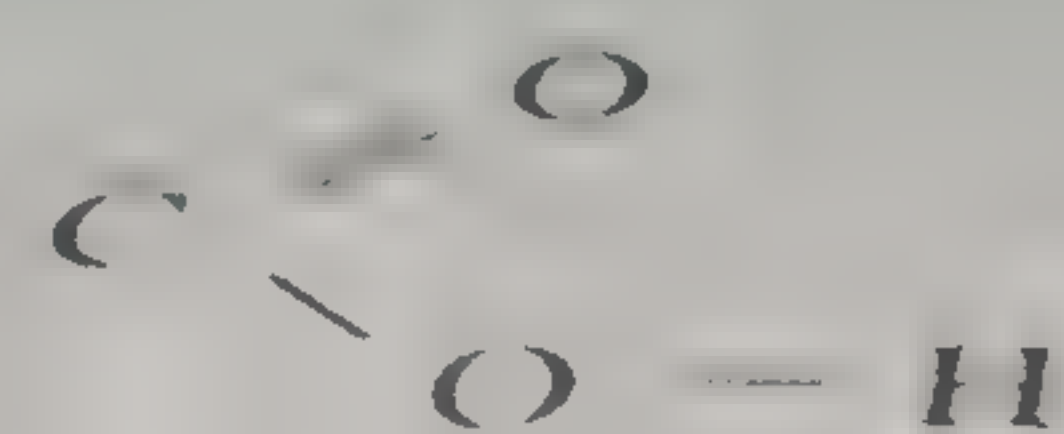
São compostos obtidos em geral pela desidratação intermolecular (entre moléculas) de ácidos carboxílicos; apresentam, em sua estrutura, o grupo funcional



Exemplos:



FUNÇÃO	GRUPO FUNCIONAL	EXEMPLO	ALGUMAS APLICAÇÕES
Álcoois	$R - OH$	$\begin{array}{c} H \\ \\ H_3C - C - OH \\ \\ H \end{array}$ <p>álcool comum</p>	O álcool comum é combustível e é usado em bebidas alcoólicas.
Fenóis	$Ar - OH$	 <p>fenol</p>	O fenol é anti-séptico e desinfetante; matéria-prima para fabricar ácido pícrico e picratos (pomada para queimaduras).
Éteres	$- O -$	$\begin{array}{c} H_3C - C - O - C - CH_3 \\ \quad \quad \\ H_2 \quad \quad H_2 \end{array}$ <p>éter comum</p>	O éter comum ou éter sulfúrico é usado como anestésico.
Aldeídos	$\begin{array}{c} O \\ \\ - C \\ \\ H \end{array}$	$\begin{array}{c} O \\ \\ H - C \\ \\ H \end{array}$ <p>formol</p>	O formaldeído (formol) é matéria-prima para a fabricação de plásticos, explosivos e medicamentos (urotropina).



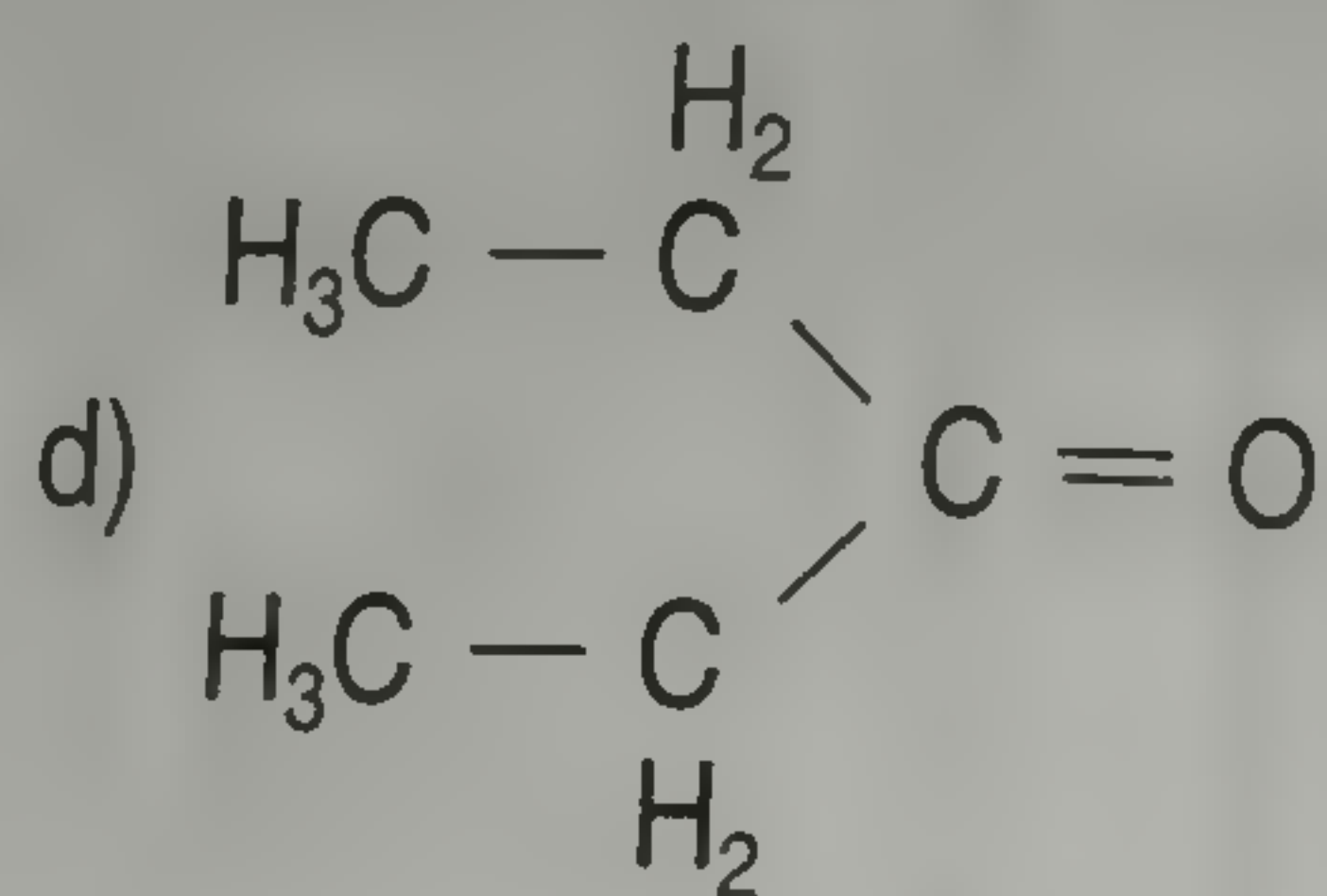
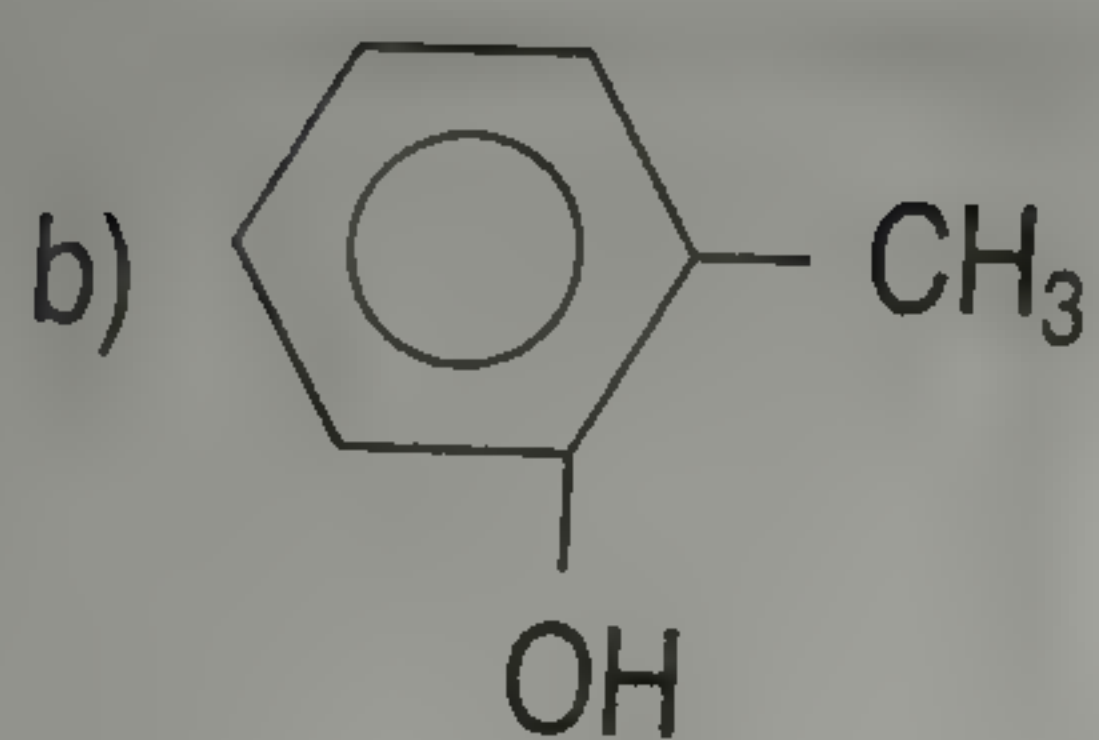
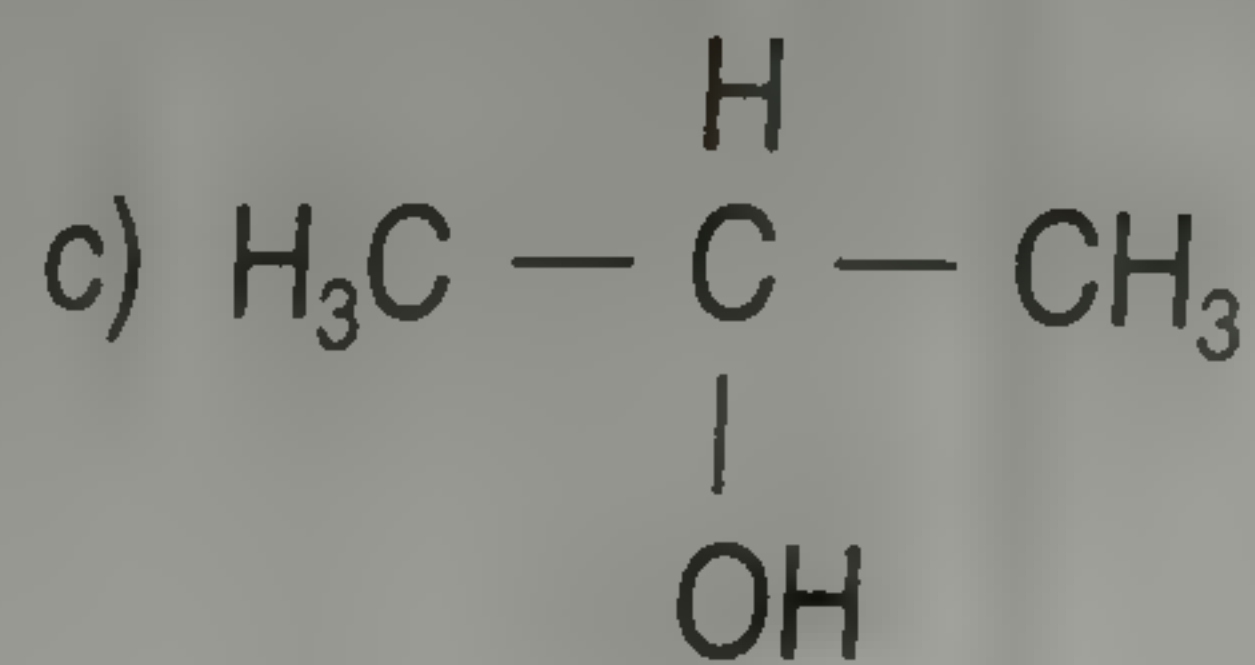
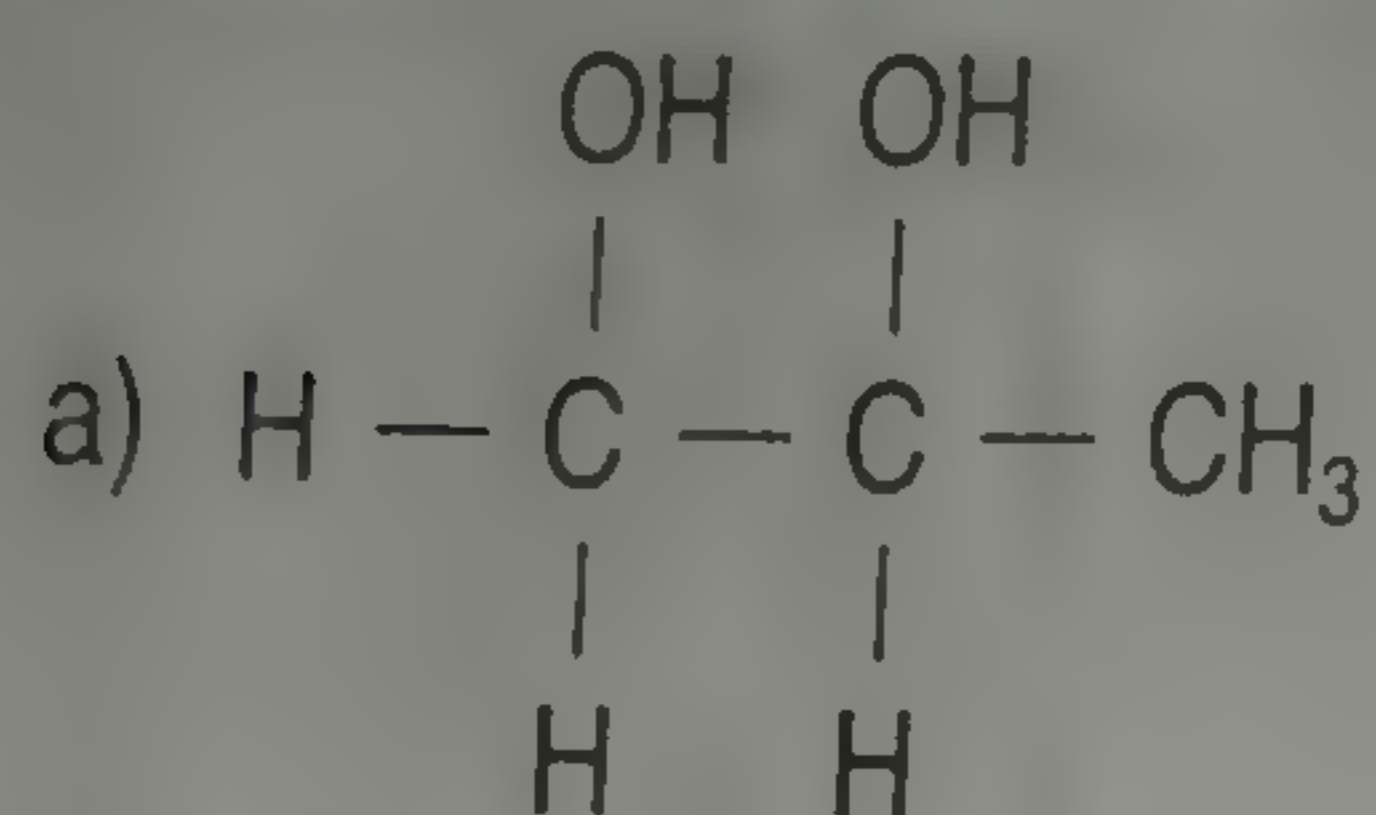


O formaldeído (fórmol) é matéria-prima para a fabricação de plásticos, explosivos e medicamentos.

FUNÇÃO	GRUPO FUNCIONAL	EXEMPLO	ALGUMAS APLICAÇÕES
Cetonas	$-C-C-C-$ $\quad \parallel$ $\quad O$	$H_3C-C-CH_3$ $\quad \parallel$ $\quad O$ <p>acetona</p>	A acetona ou propanona é usada como solvente de tintas e vernizes e na fabricação de raíom.
Ácidos carboxílicos	$-C \begin{array}{l} \nearrow O \\ \searrow O-H \end{array}$	$H_3C-C \begin{array}{l} \nearrow O \\ \searrow OH \end{array}$ <p>ácido acético</p>	O ácido acético está presente no vinagre.
Anidridos de ácidos	$\begin{array}{c} O \quad O \\ \parallel \quad \parallel \\ -C \quad O \quad C- \\ \backslash \quad / \end{array}$	$H_3C-C \begin{array}{l} \parallel O \\ \backslash O \end{array} C \begin{array}{l} \parallel O \\ / O \end{array} -CH_3$ <p>anidrido acético</p>	Os anidridos de ácido, em geral, são muito empregados em sínteses orgânicas.
Ésteres	$-C \begin{array}{l} \nearrow O \\ \searrow O-C- \end{array}$	$H_3C-C \begin{array}{l} \nearrow O \\ \searrow O-C_2H_5 \end{array}$ <p>acetato de etila</p>	O acetato de etila é empregado como essência artificial de maçã e pêra.

EXERCÍCIOS

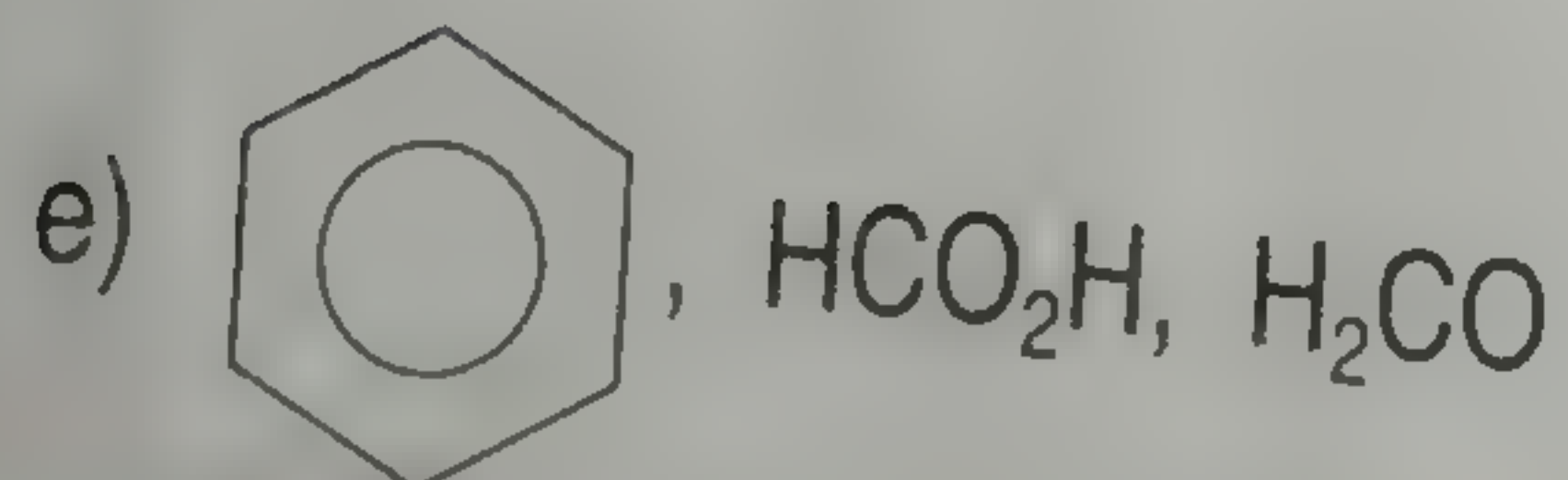
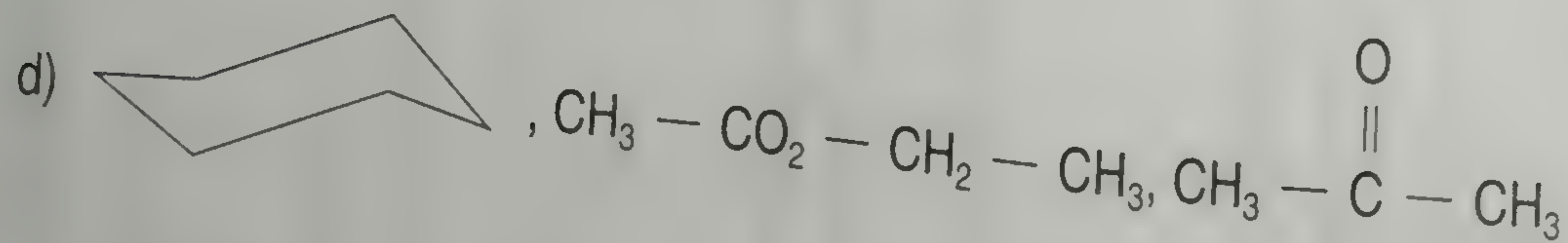
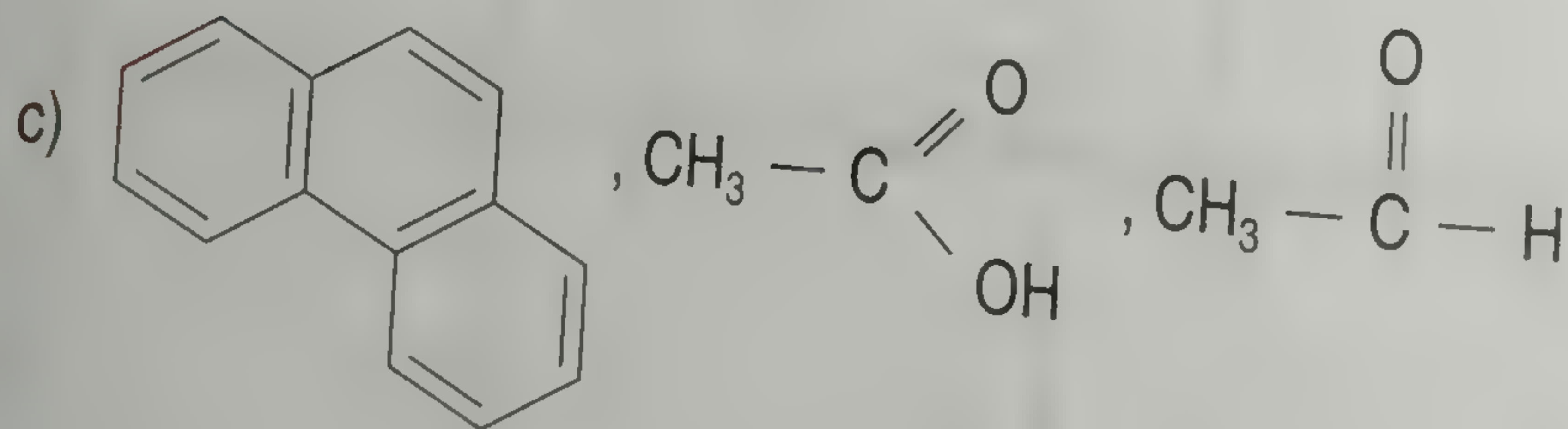
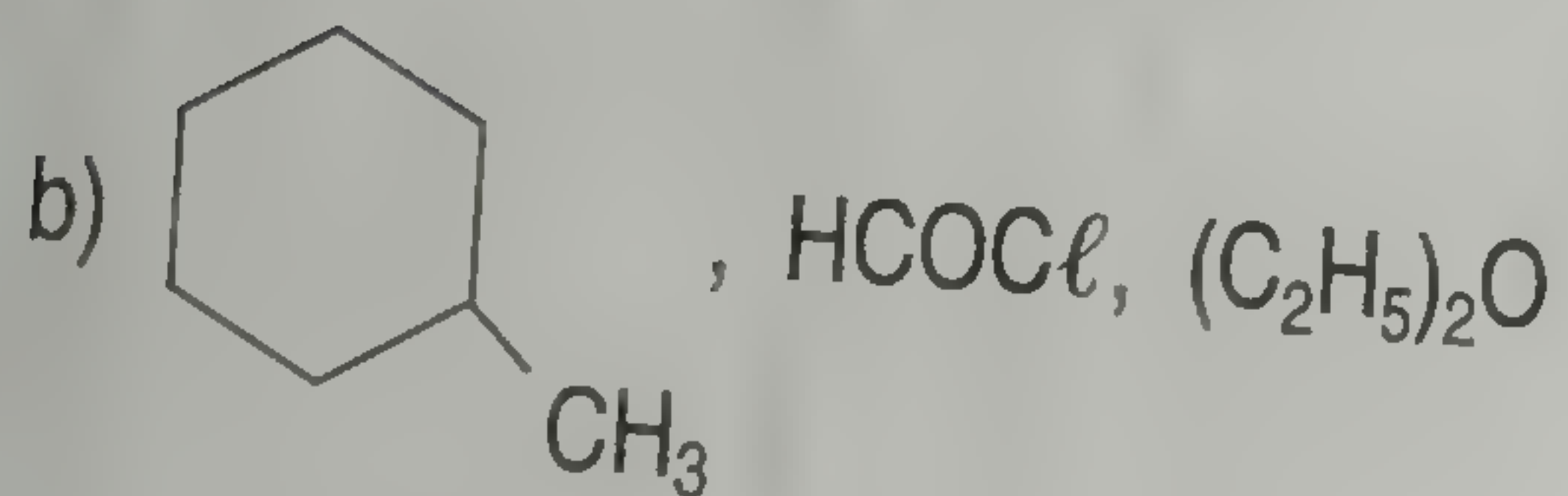
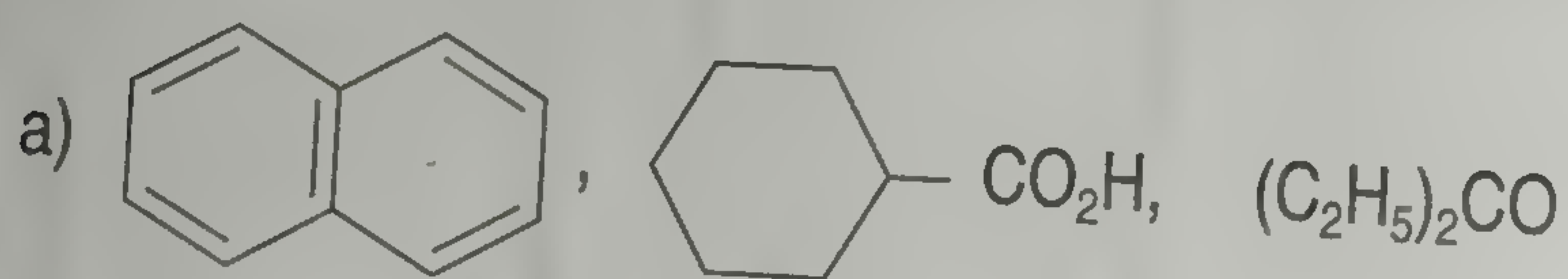
9. Identifique as funções dos seguintes compostos:



10. Escreva as fórmulas estruturais dos compostos orgânicos que contenham apenas um carbono e pertençam a funções oxigenadas.

11. (Odonto. Diamantina-MG) Em que alternativa aparecem:

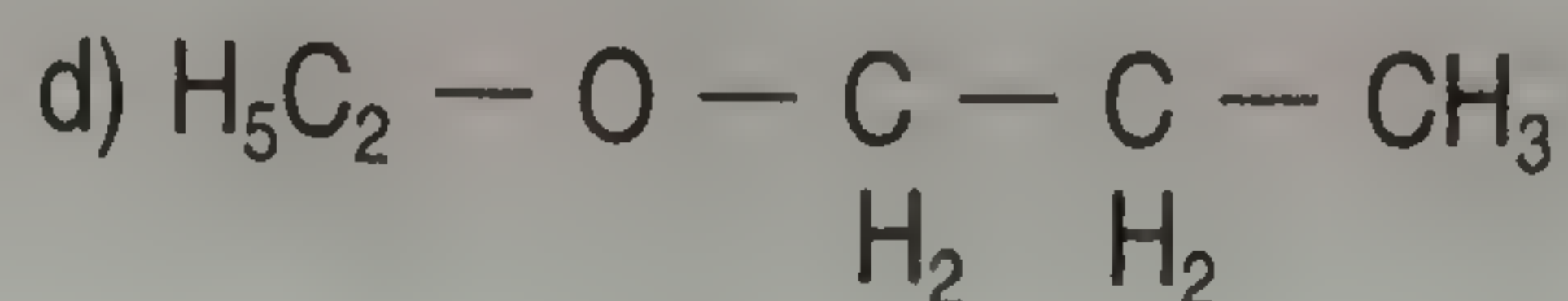
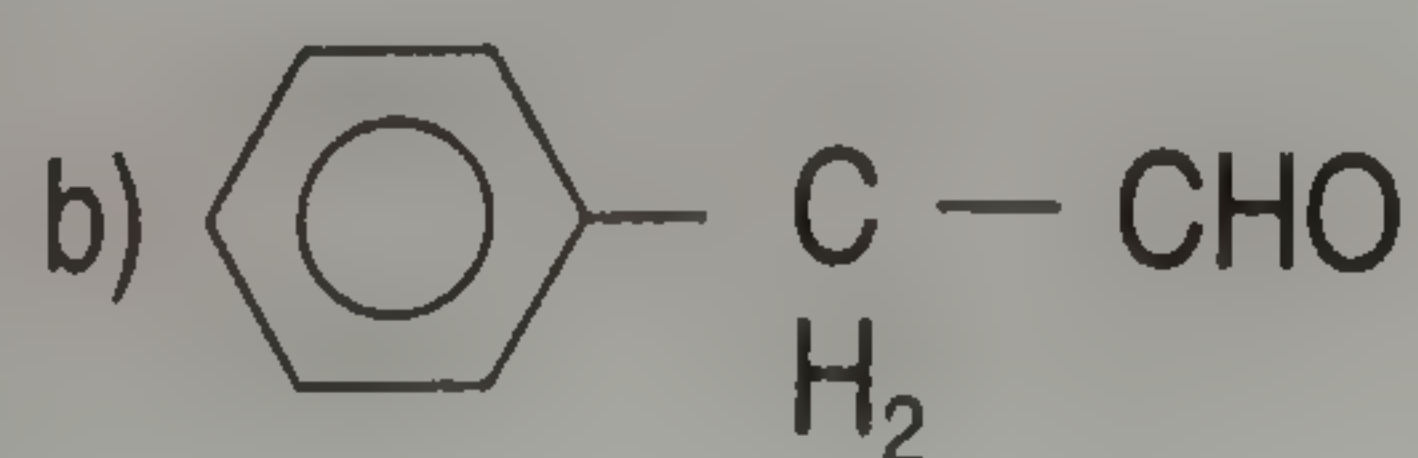
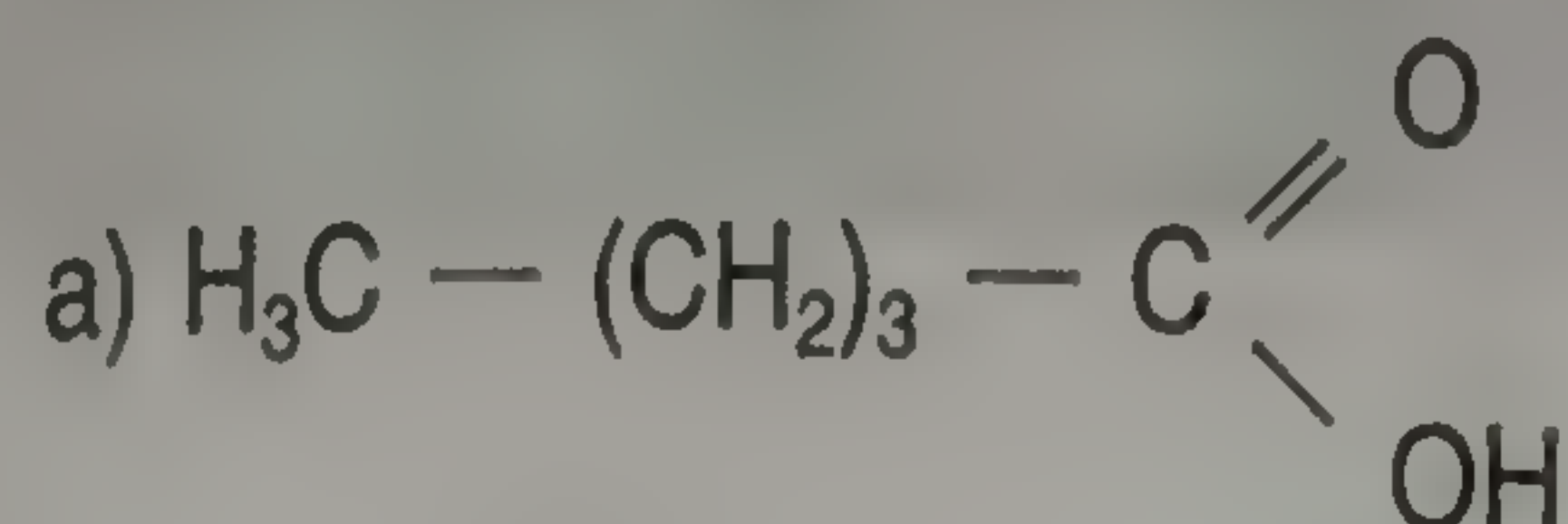
- I – hidrocarboneto aromático;
- II – ácido carboxílico;
- III – cetona.



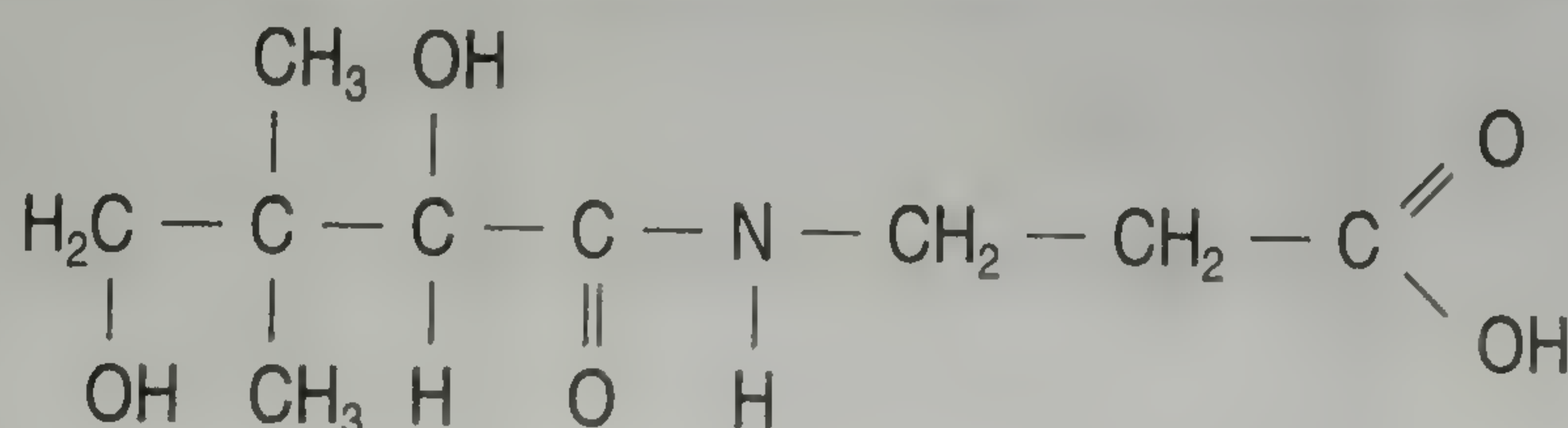
12. A fórmula $\text{H}_3\text{C} - \overset{\text{H}}{\underset{\text{H}}{\text{C}}} - \overset{\text{H}}{\underset{\text{H}}{\text{C}}} - \text{C} = \text{O}$ é referente a um composto que pertence à função:

- a) cetona.
b) aldeído.
c) ácido.
d) éster.
e) éter.

13. Escreva as fórmulas estruturais correspondentes aos compostos abaixo, mostrando todas as ligações presentes.



14. (Santa Casa-SP) A fórmula do ácido pantotênico é:



Em uma molécula desse ácido identifica-se o grupo:

I – éter

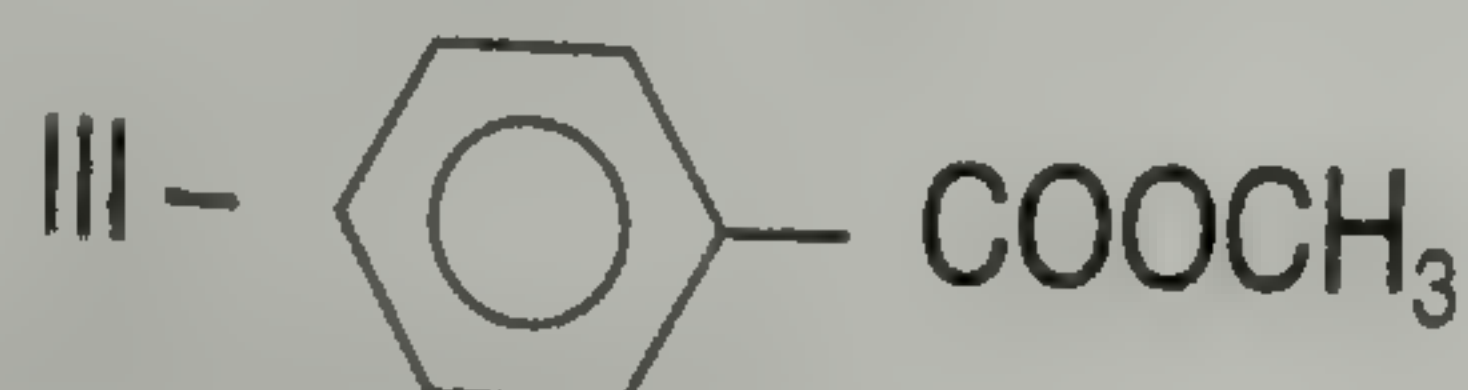
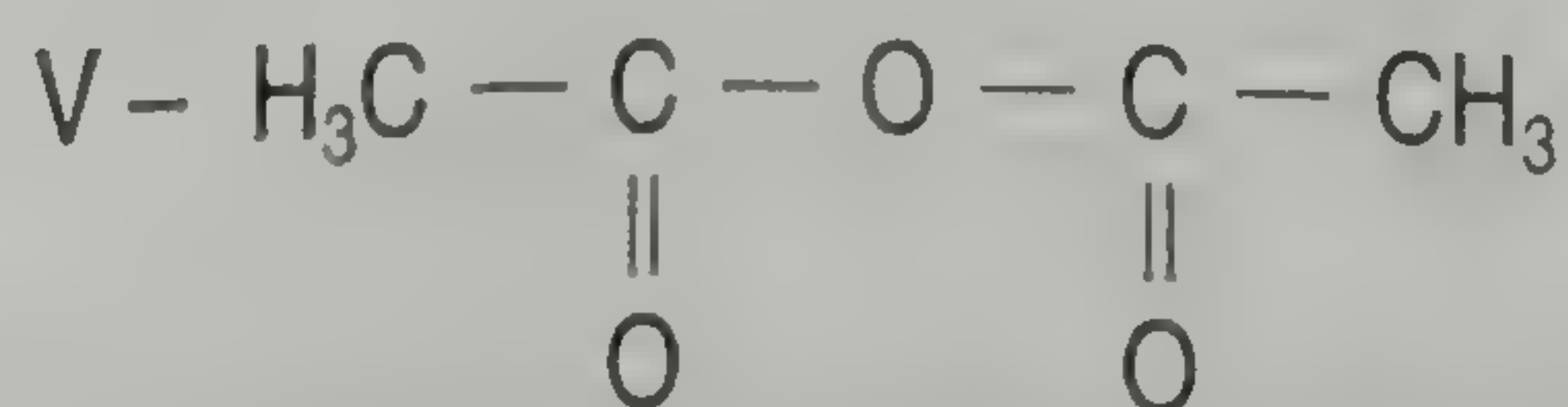
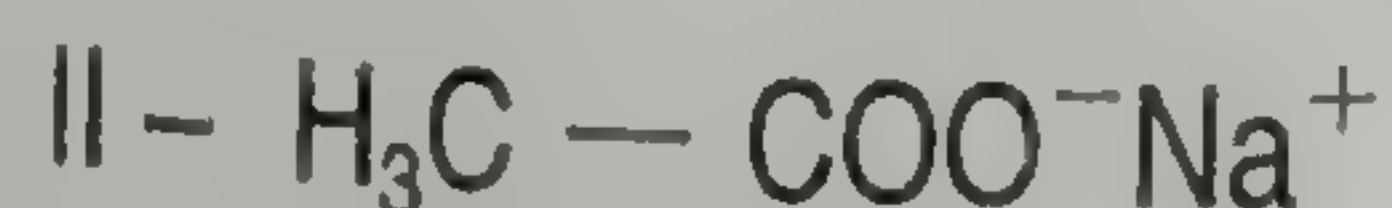
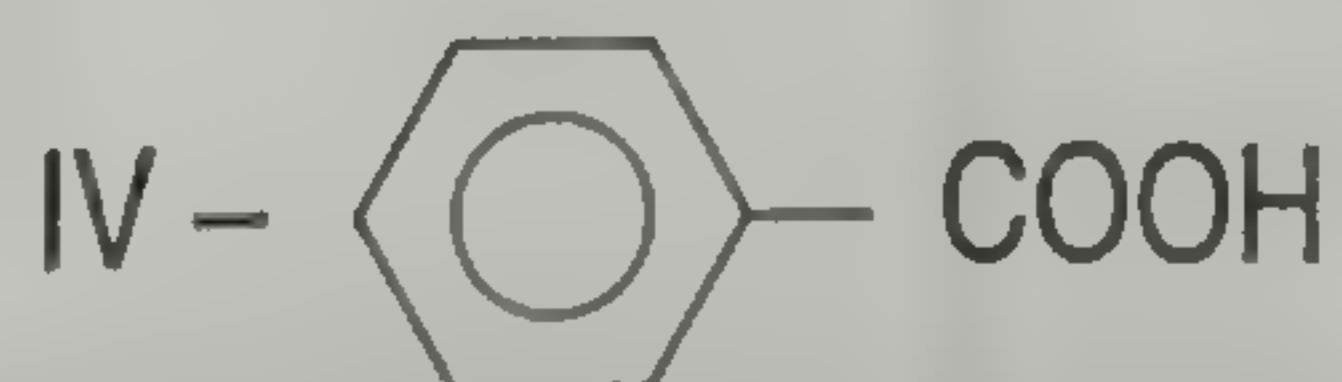
II – carboxílico

III – fenólico

- a) Somente I é correta.
b) Somente a afirmativa II é correta.
c) Somente a afirmativa III é correta.
d) I e II são corretas.
e) I, II e III são corretas.

15. (Fuvest-SP) Escreva as fórmulas estruturais dos fenóis que possuem fórmula molecular $\text{C}_7\text{H}_8\text{O}$.

16. São ésteres orgânicos:



- a) I e II
b) I e III
c) II e IV
d) II e III
e) I e V

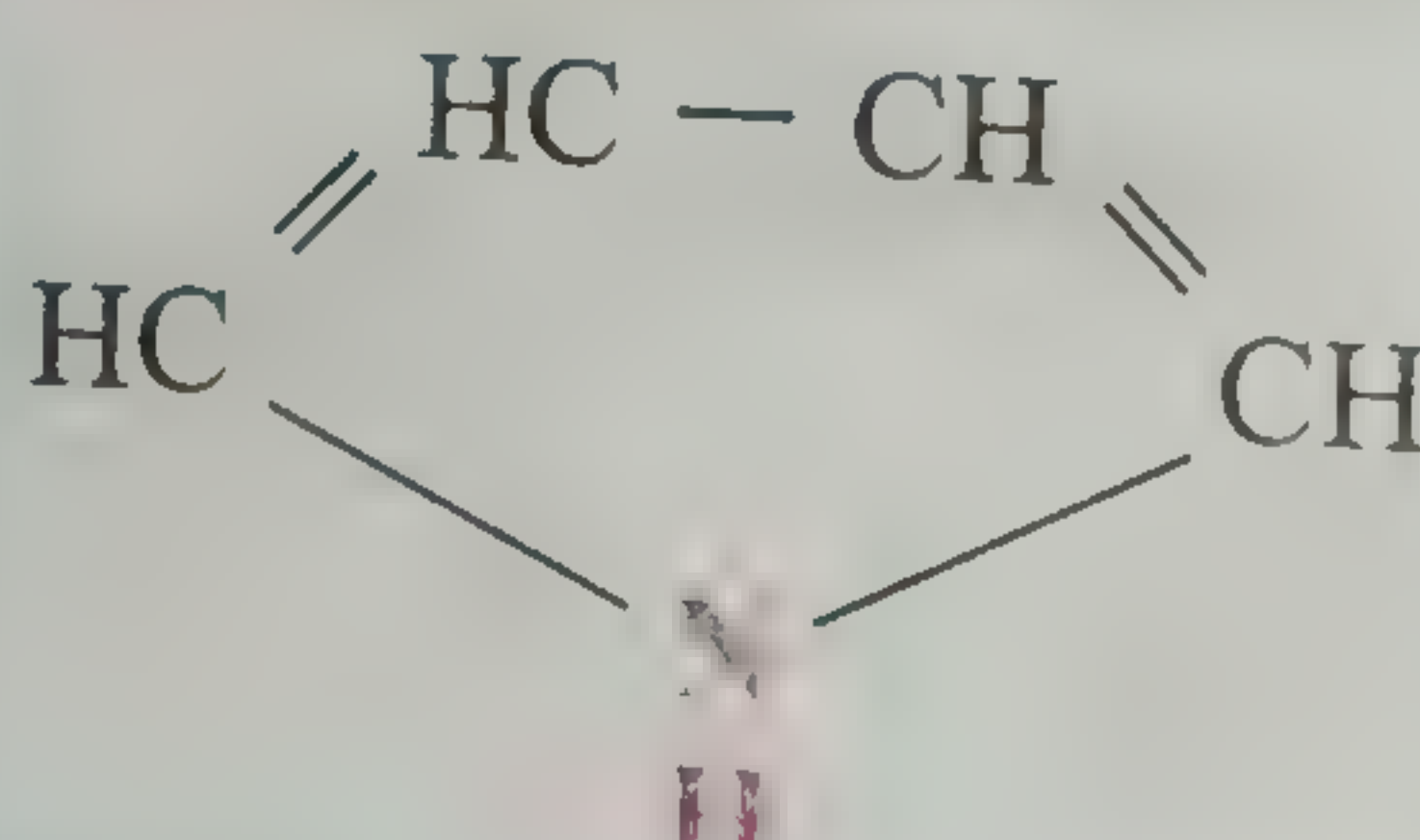

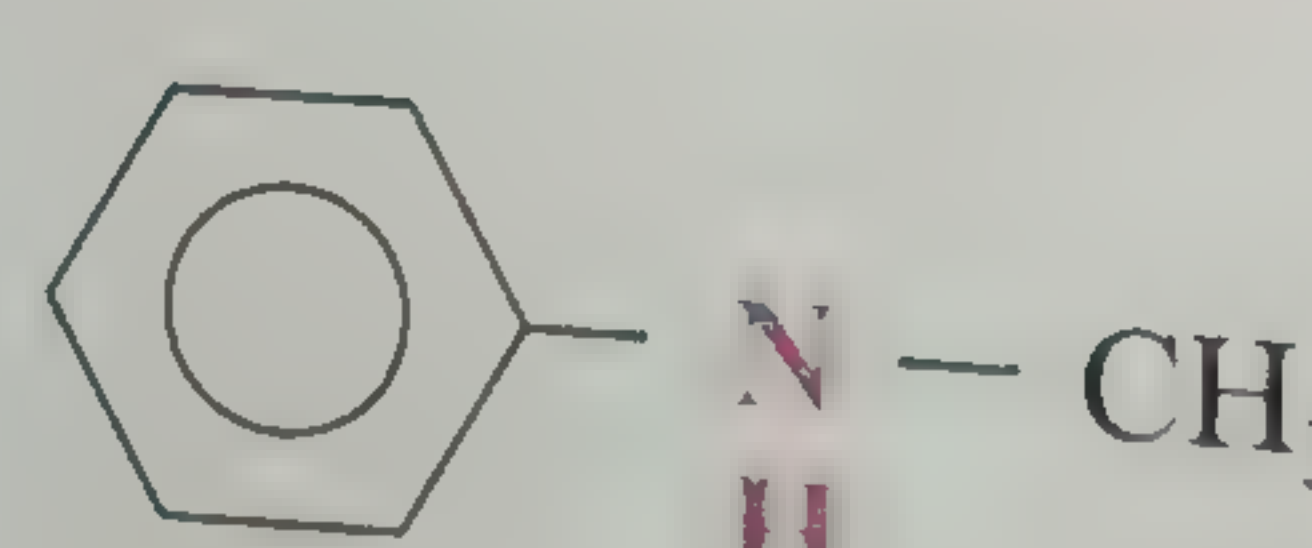
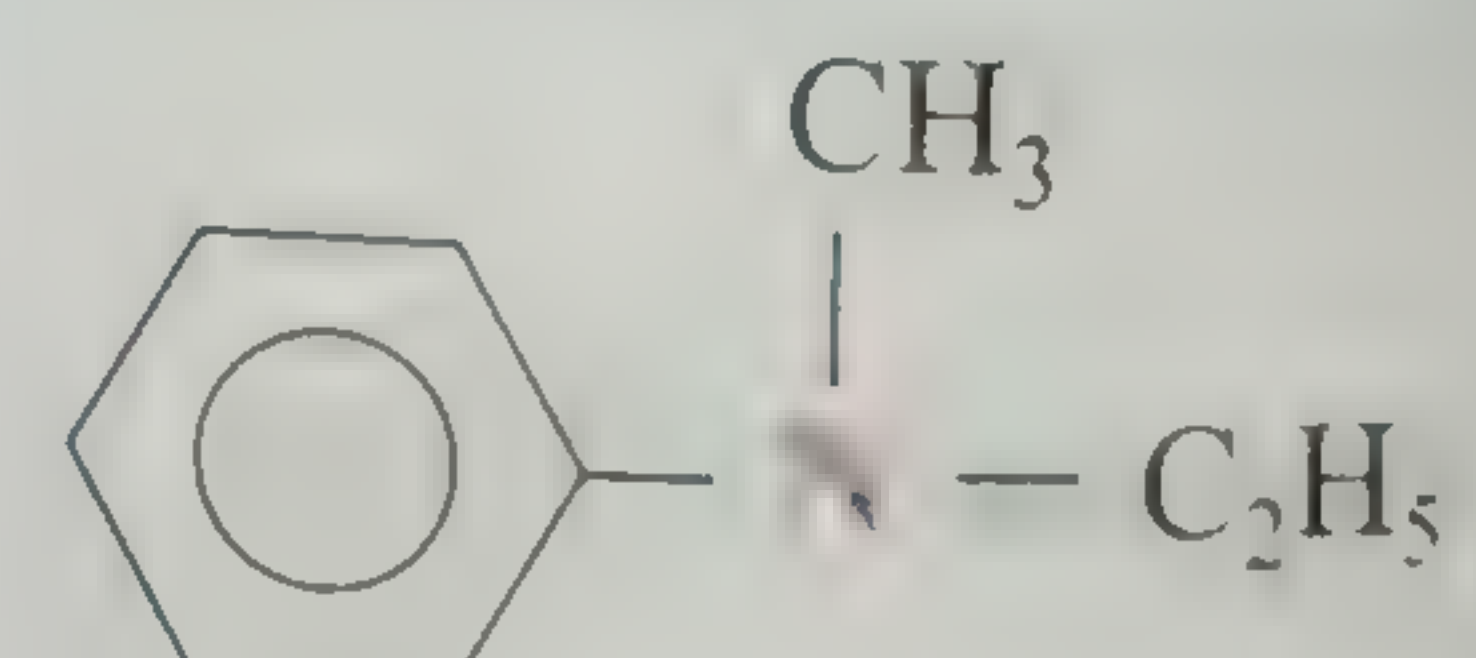
Funções nitrogenadas

São constituídas por compostos que contêm hidrogênio, carbono, nitrogênio e eventualmente oxigênio.

Aminas

São compostos que podem ser considerados derivados da amônia (NH_3) pela substituição de um, dois ou três hidrogênios por radicais obtidos de hidrocarbonetos.

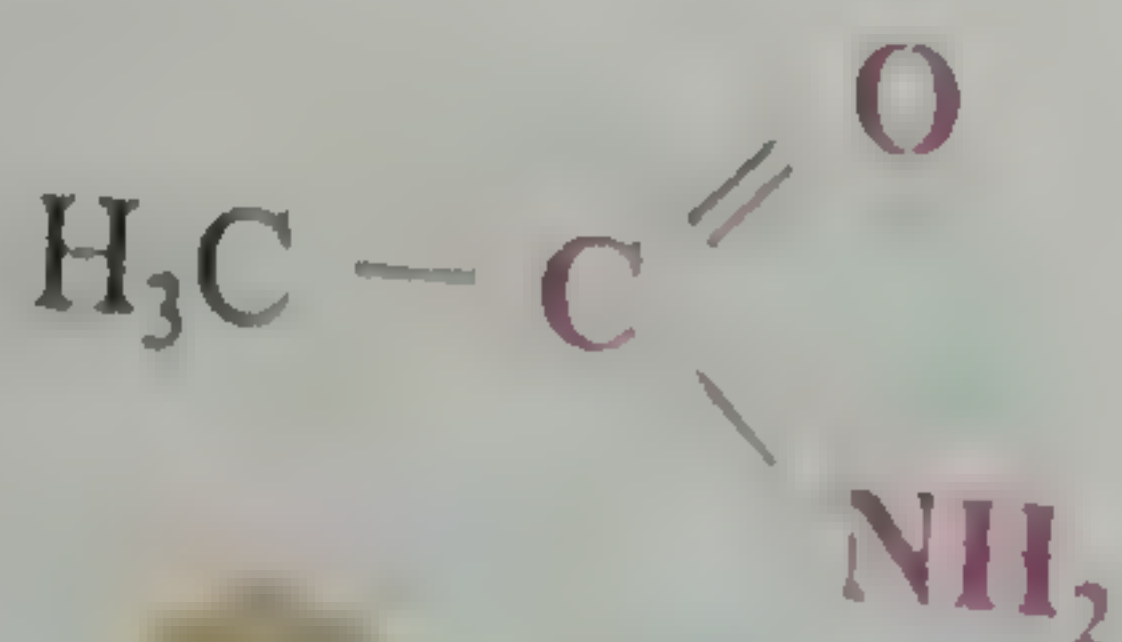
Exemplos:

AMINAS PRIMÁRIAS	AMINAS SECUNDÁRIAS	AMINAS TERCIÁRIAS
$\text{H}_3\text{C} - \text{NH}_2$	$\text{H}_3\text{C} - \overset{\text{H}}{\text{N}} - \text{CH}_3$	$\text{H}_3\text{C} - \overset{\text{CH}_3}{\text{N}} - \text{CH}_3$
$\text{H}_5\text{C}_2 - \text{NH}_2$	$\text{H}_5\text{C}_2 - \overset{\text{H}}{\text{N}} - \text{C}_2\text{H}_5$	$\text{H}_5\text{C}_2 - \overset{\text{CH}_2 - \text{CH}_3}{\text{N}} - \text{CH}_3$
$\text{H}_3\text{C} - \underset{\text{H}_2}{\text{C}} - \underset{\text{H}_2}{\text{C}} - \text{NH}_2$		$\text{H}_3\text{C} - \overset{\text{CH}_3}{\text{N}} - \underset{\text{H}_2}{\text{C}} - \text{CH}_3$
		

Amidas

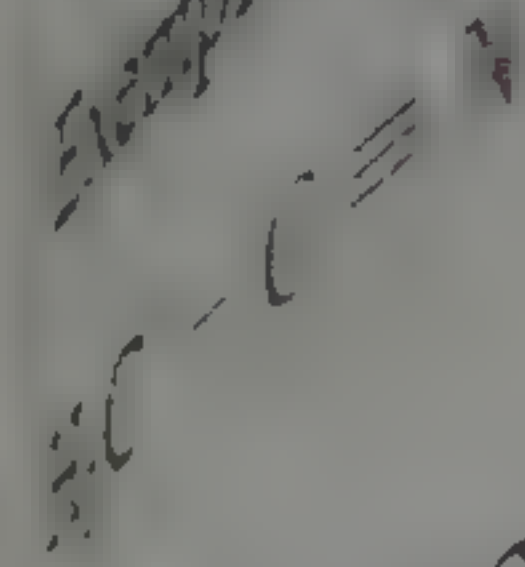
Apresentam o grupo funcional $-\overset{\text{O}}{\text{C}}-\text{NH}_2$

Exemplos:



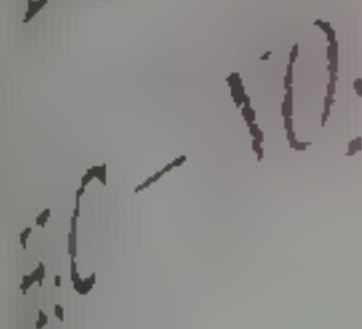
Apresentam o radical

Exemplos:

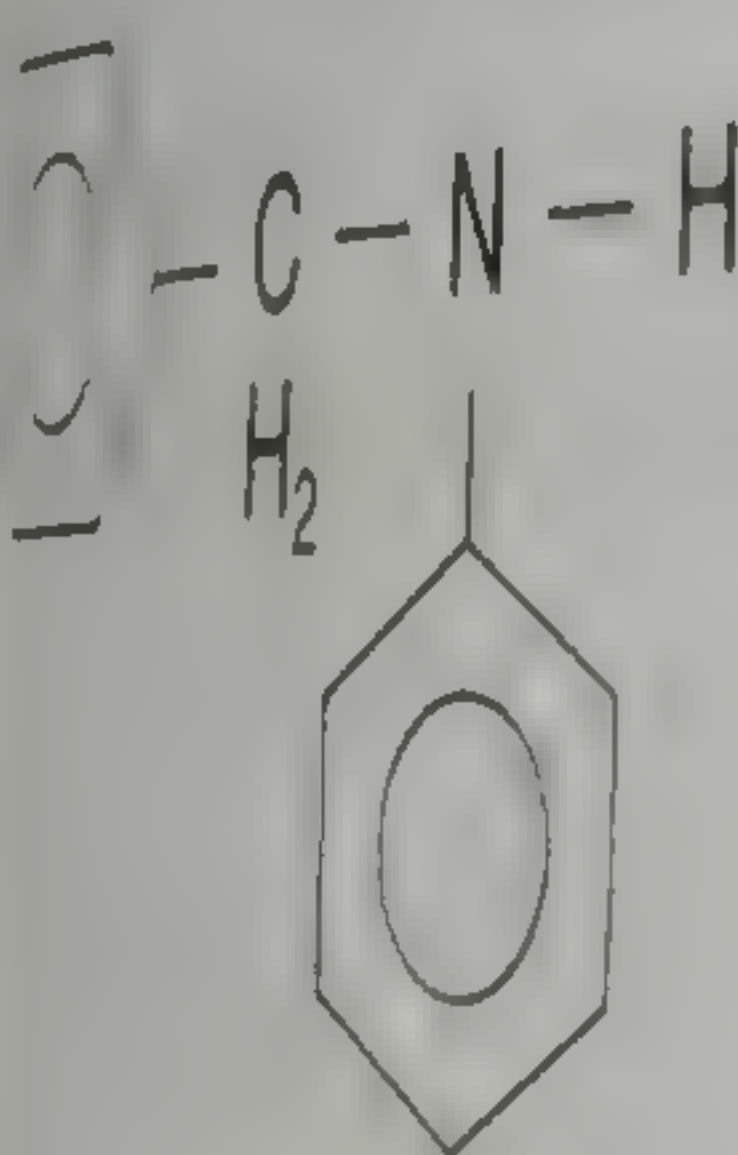


compostos

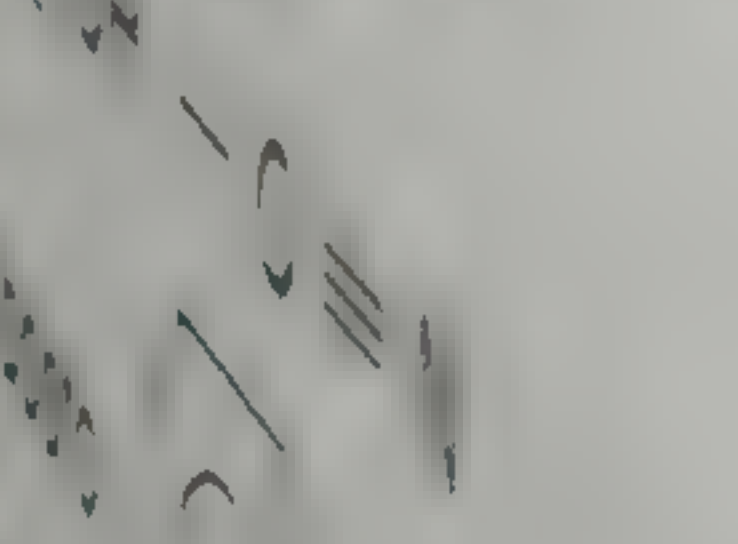
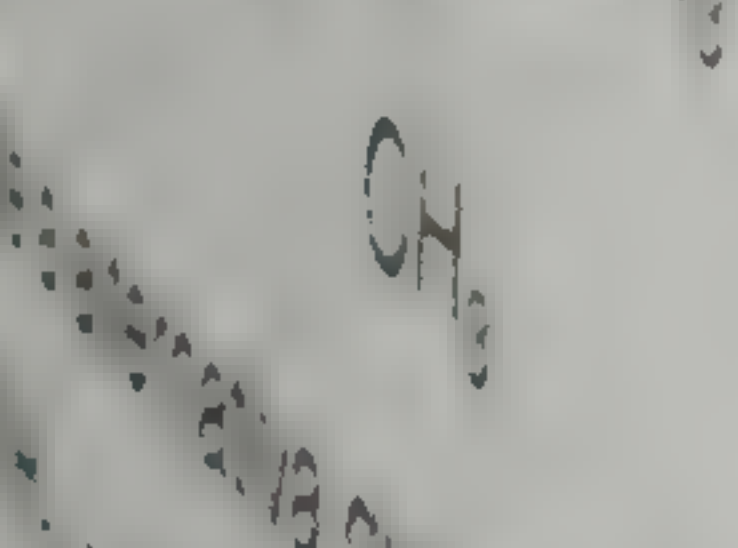
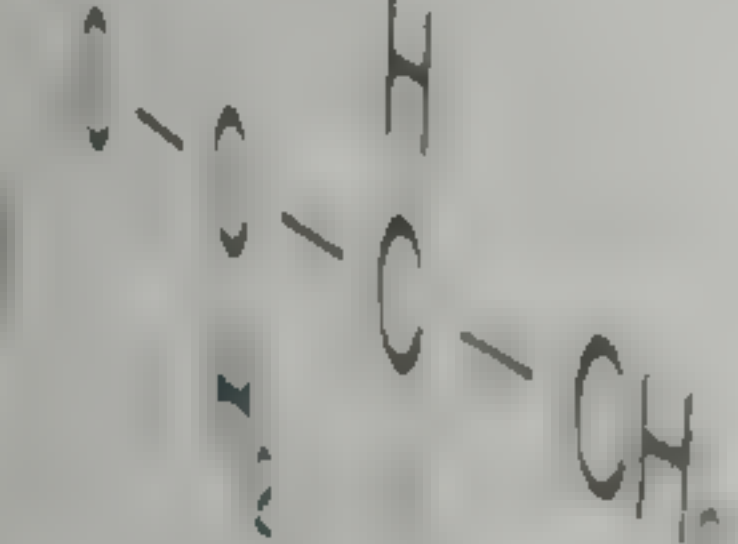
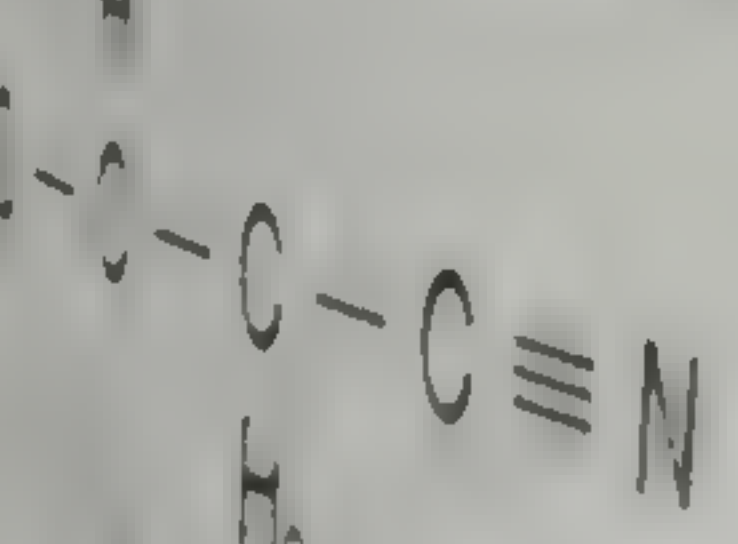
Exemplos:



as aminas cujas fó



as fórmulas estruturais a

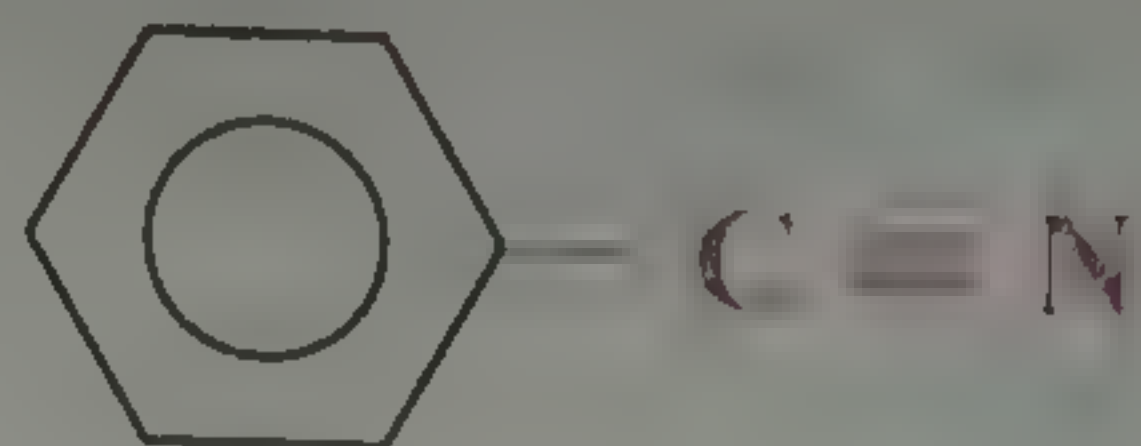
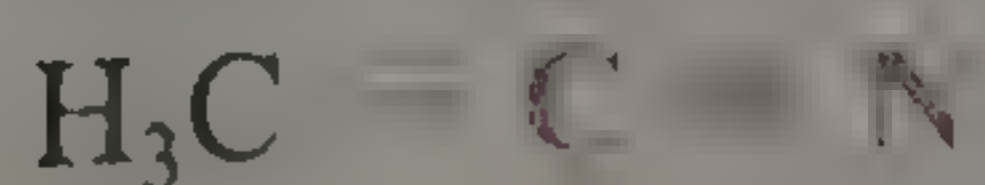


QUÍMICA ORGÂNICA

Nitrilas

Apresentam o radical $\text{— C} \equiv \text{N}$

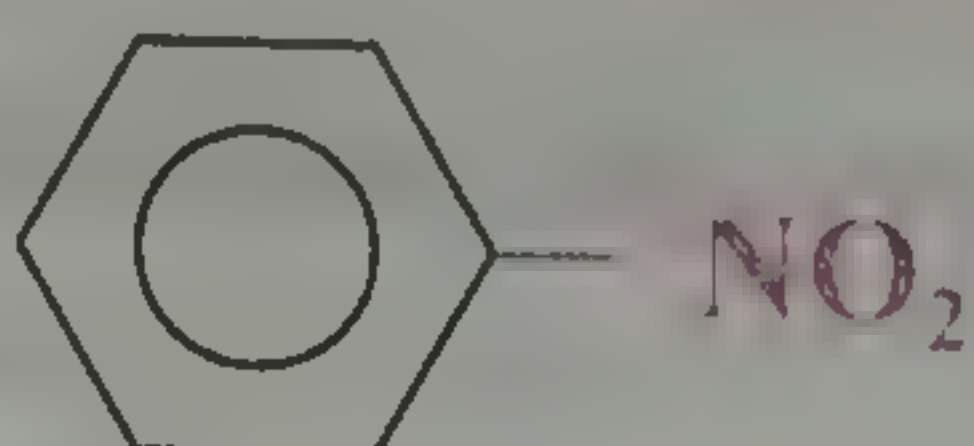
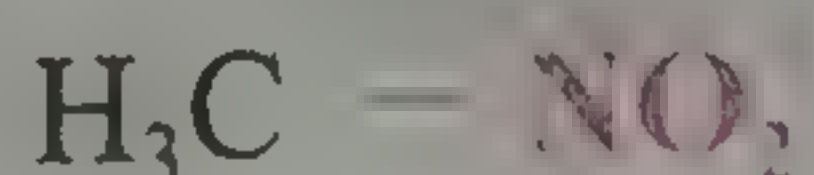
Exemplos:



Nitrocompostos

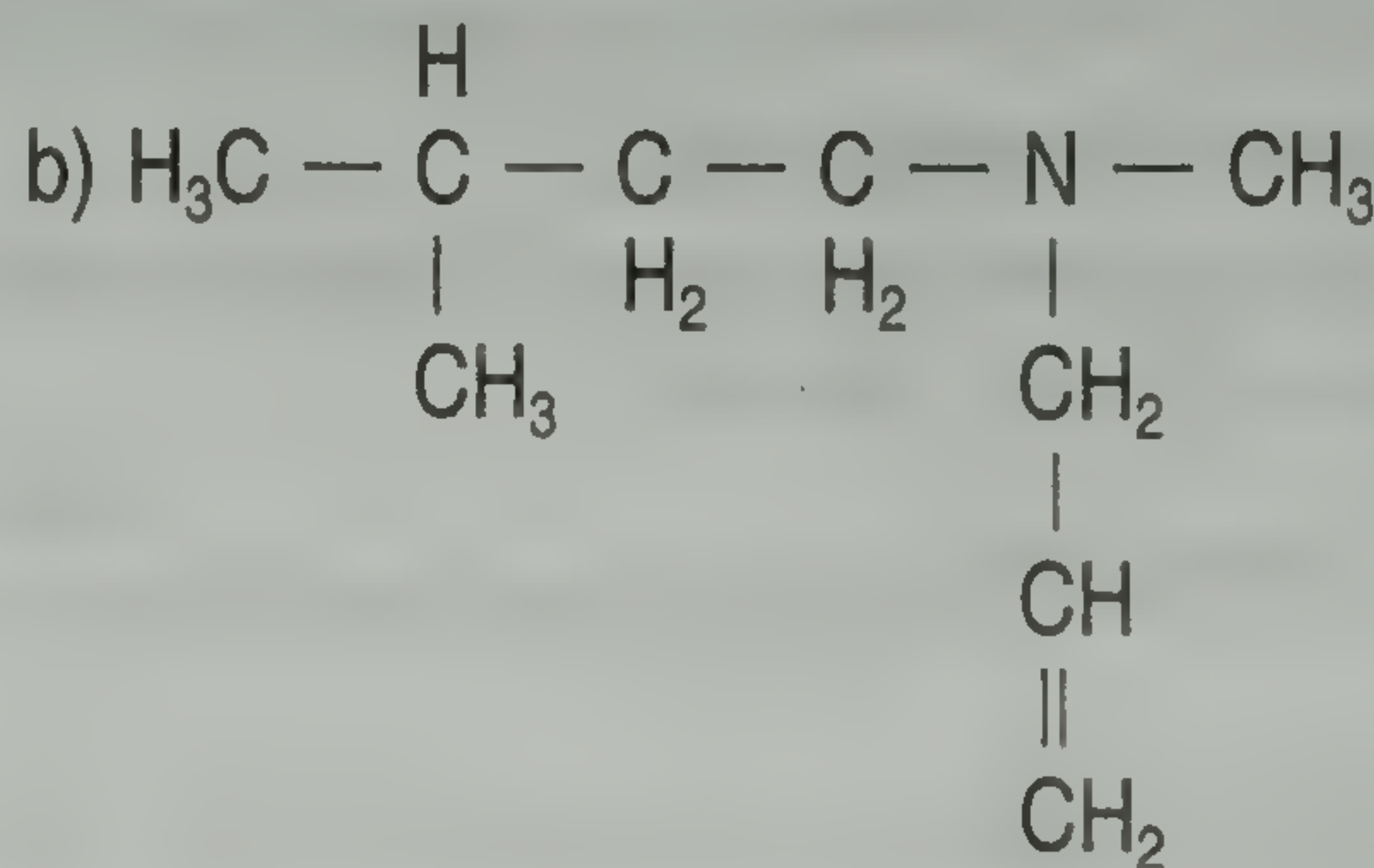
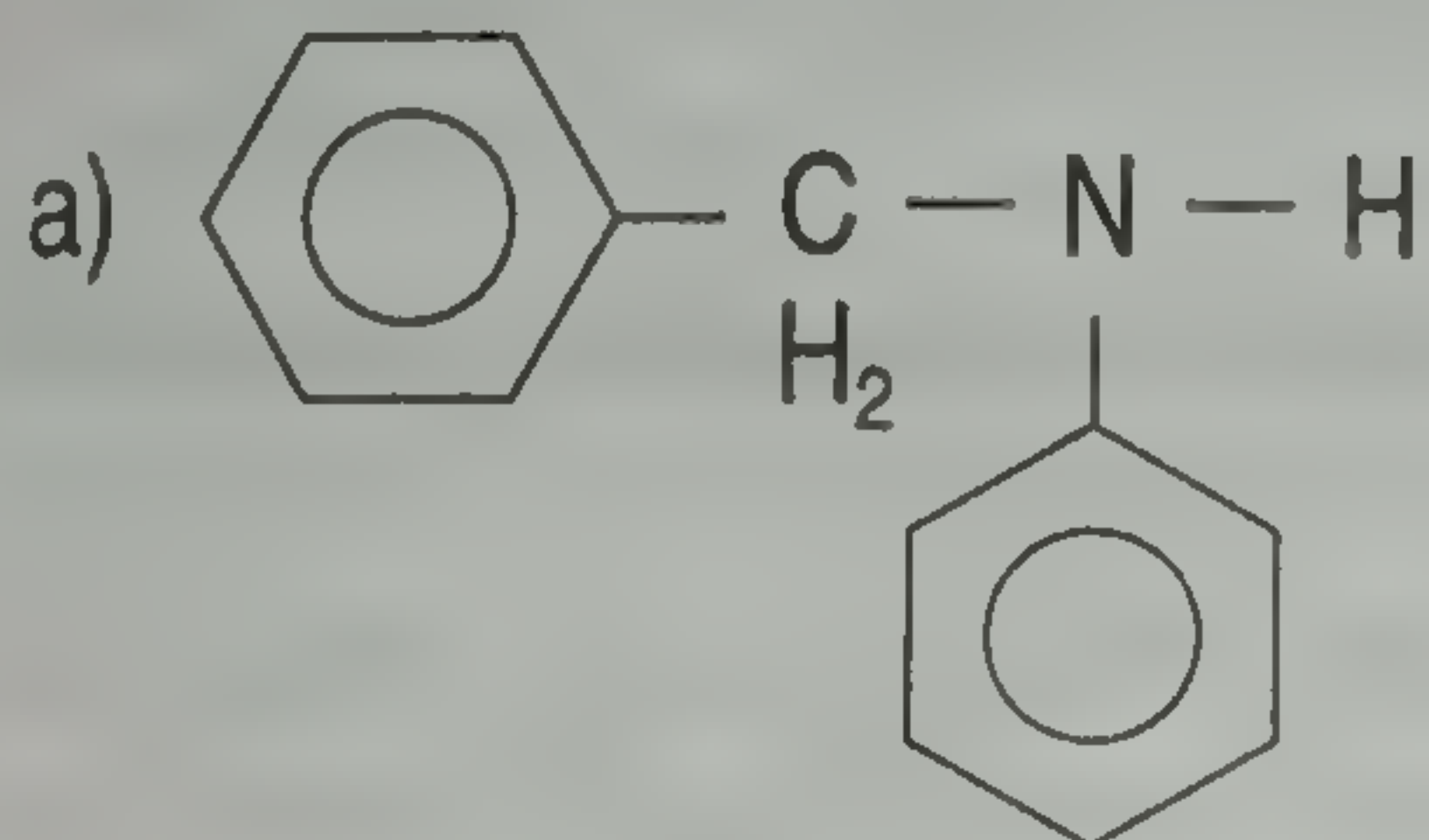
São caracterizados pela presença do radical — NO_2 (nitrogrupo).

Exemplos:

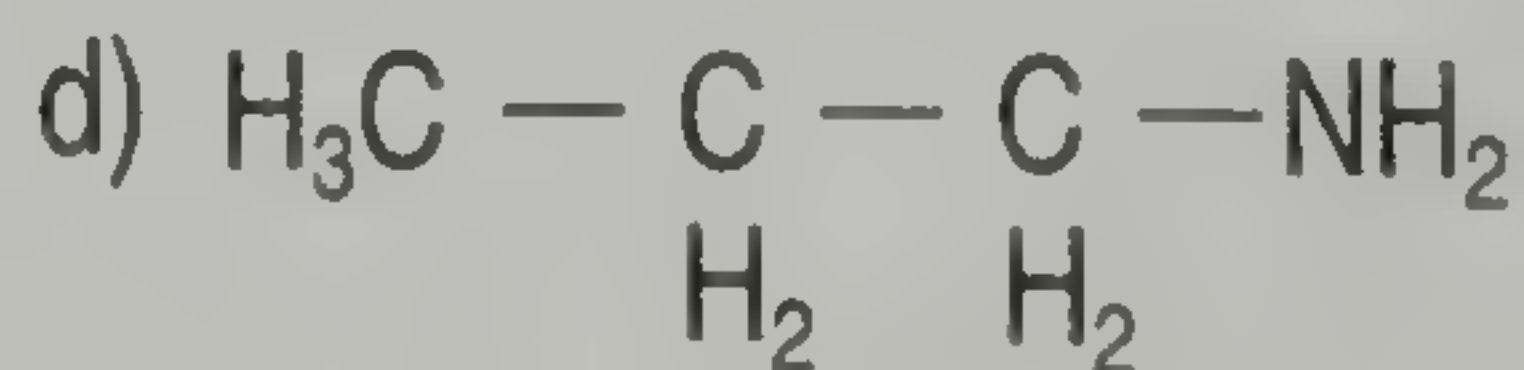
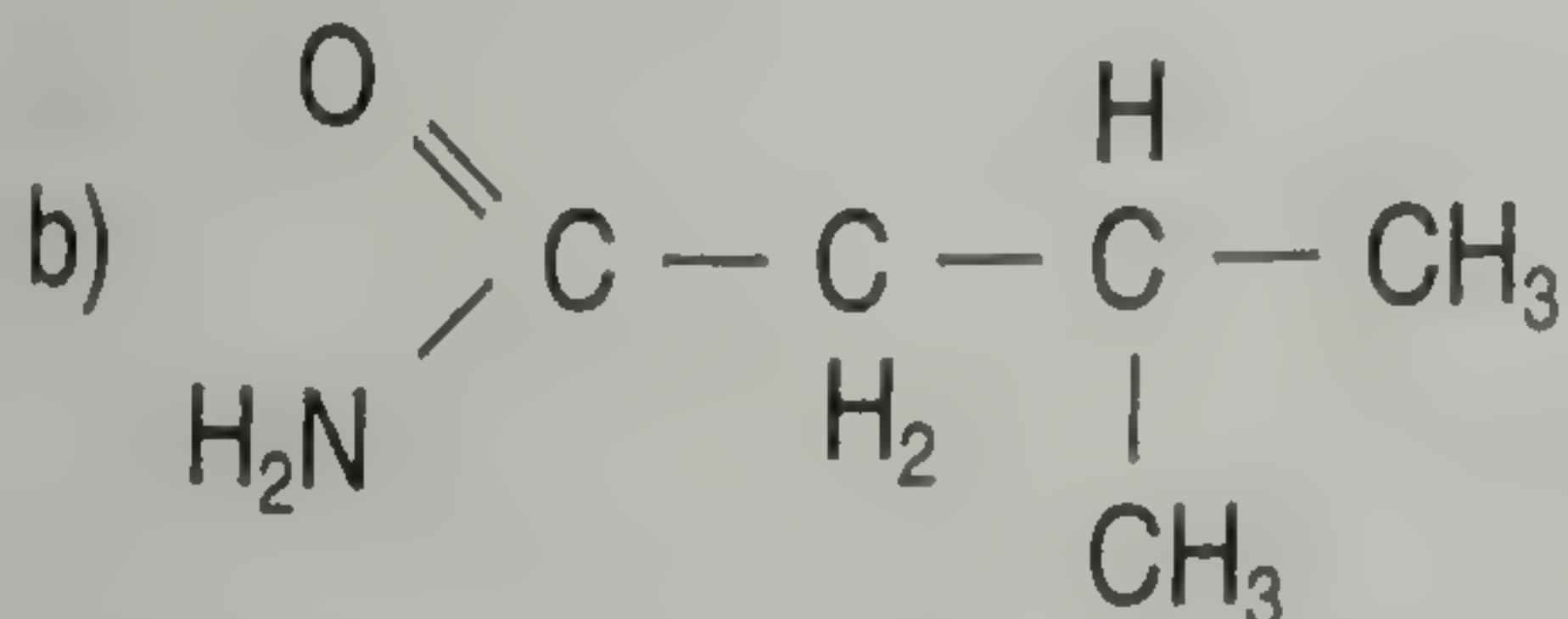
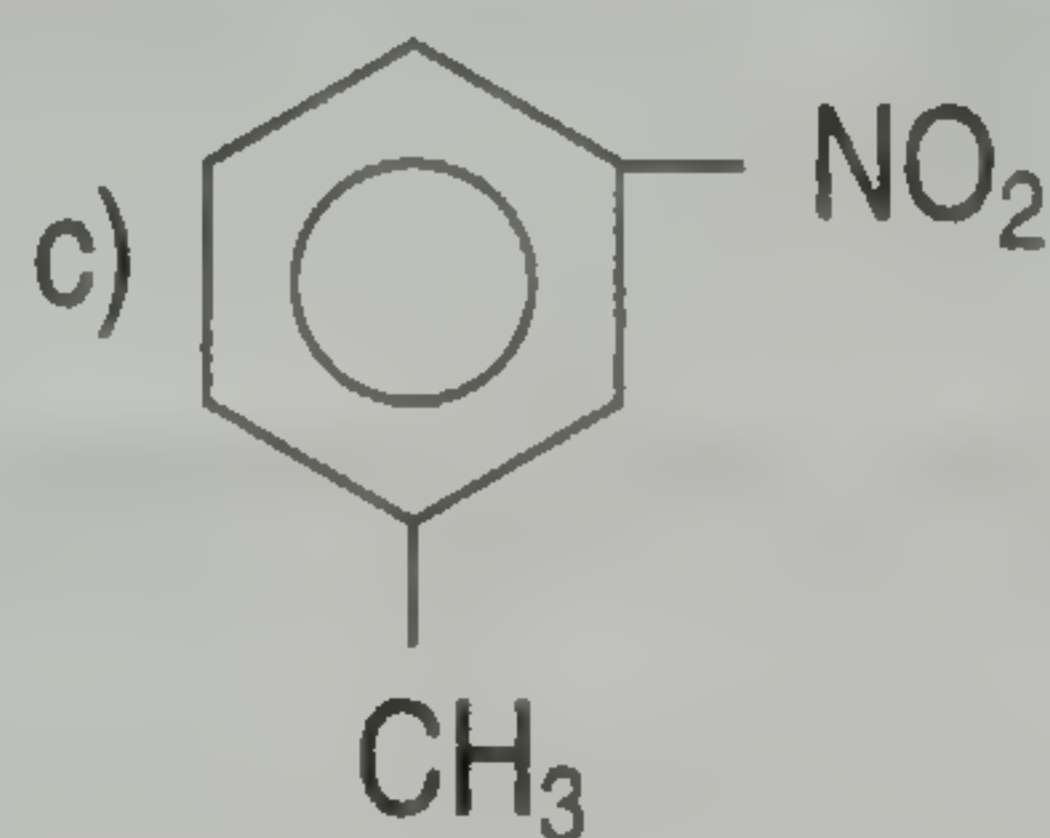
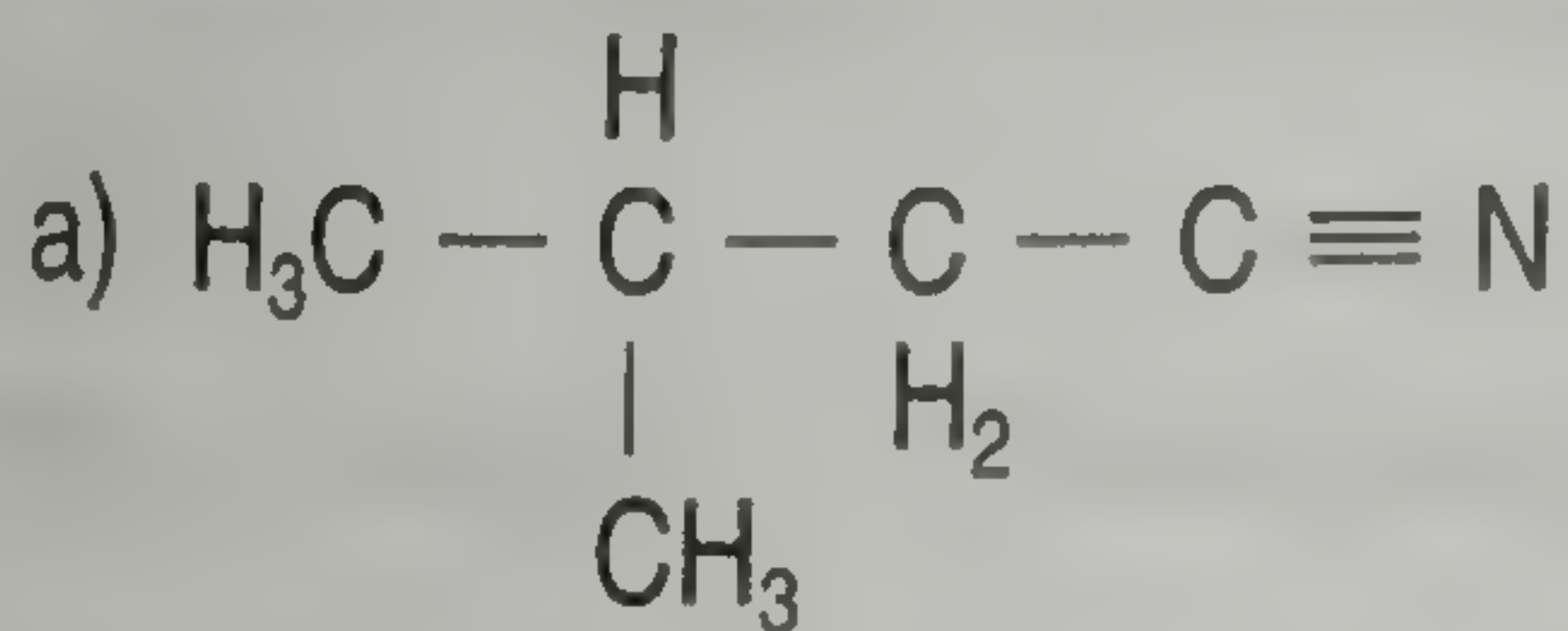


EXERCÍCIOS

17. Classifique as aminas cujas fórmulas estruturais são dadas a seguir:



18. Analise as fórmulas estruturais abaixo identificando a que função pertencem.



19. Assinale a alternativa que apresenta os grupos funcionais: álcool, amina, amida.

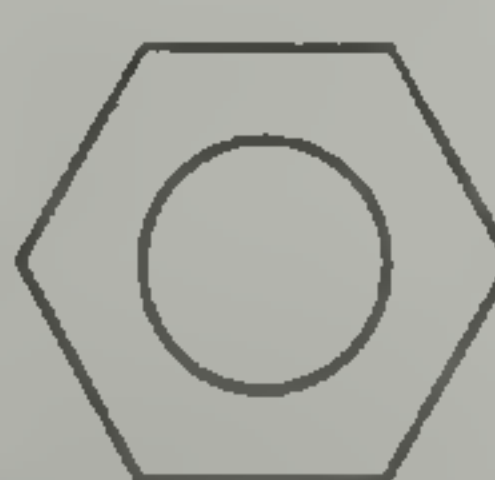
a) — NH_2 , — NO_2 , — OH

d) — OH , — NH_2 , — CONH_2

b) NH_2 , CONH_2 , OH

e) — OH , $\text{— C} \equiv \text{N}$, — NH_2

c) CONH_2 , OH , $\text{— C} \equiv \text{N}$

20. No composto  $\text{— NH — CH}_2\text{ — CH}_2\text{ — OH}$, as funções presentes são:

a) nitrila, fenol.

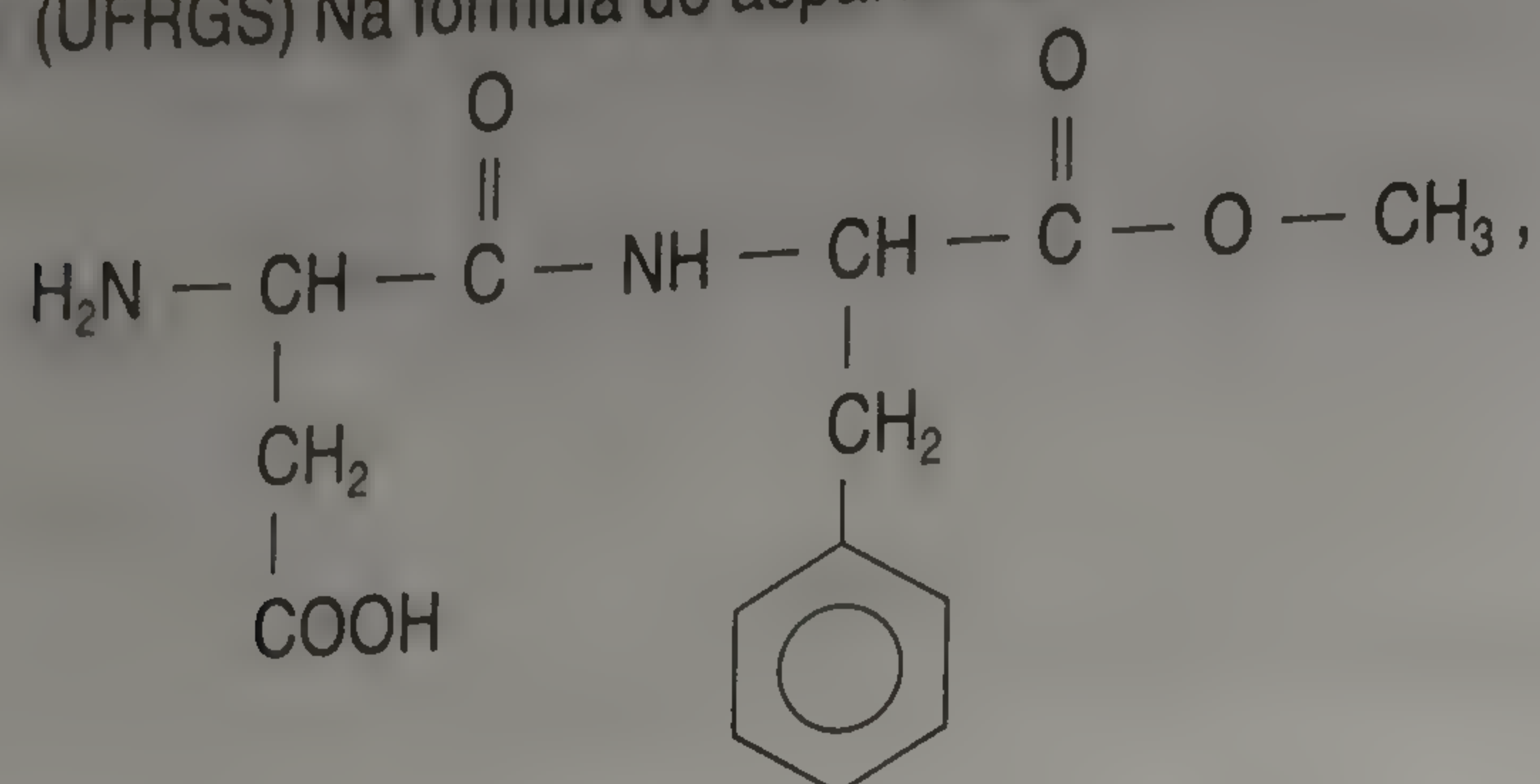
d) amida, álcool.

b) amina, álcool.

e) amida, aldeído.

c) amina, fenol.

21. (UFRGS) Na fórmula do aspartame:



usado como adoçante, estão presentes, dentre outras, as funções orgânicas:

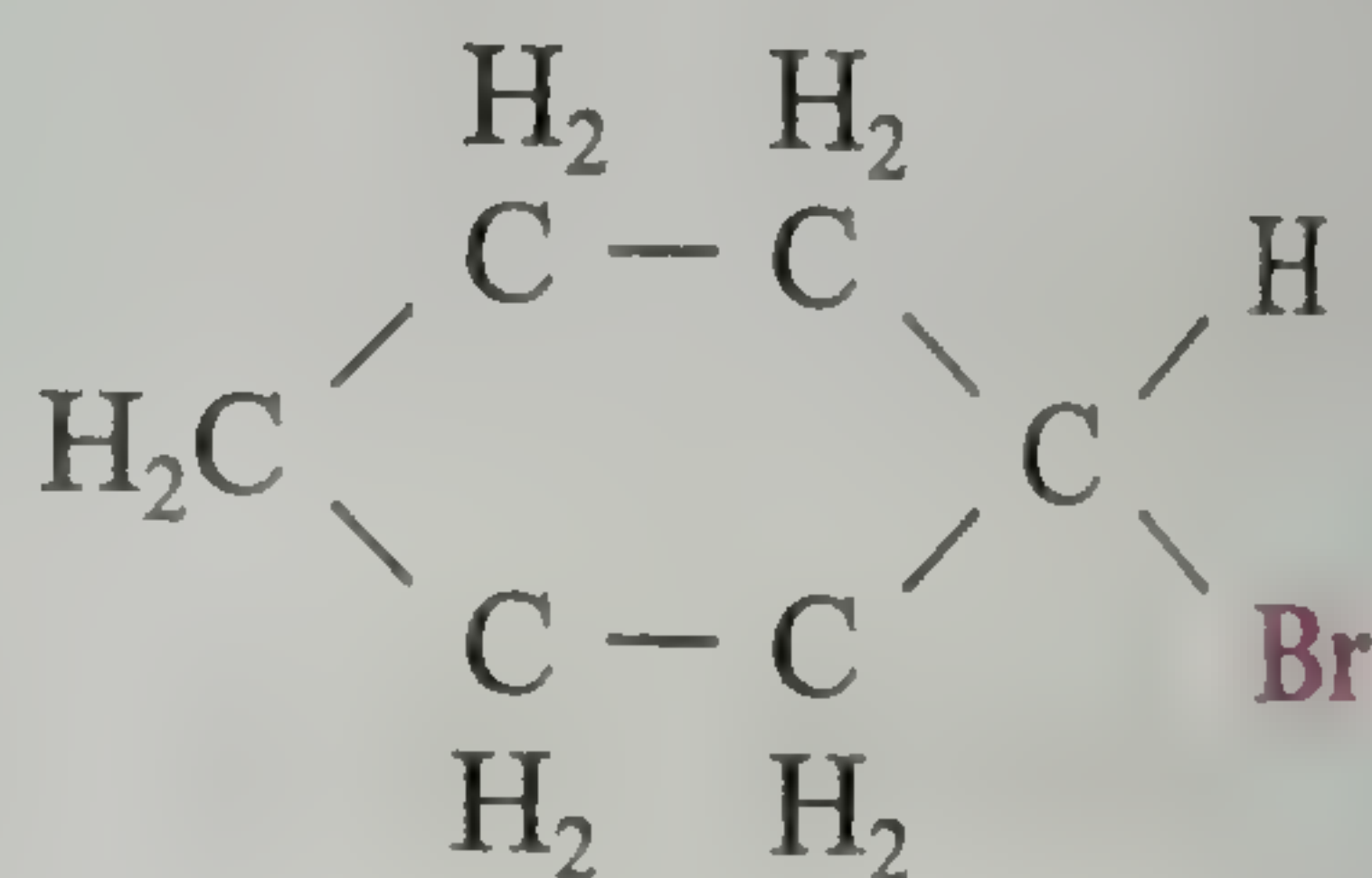
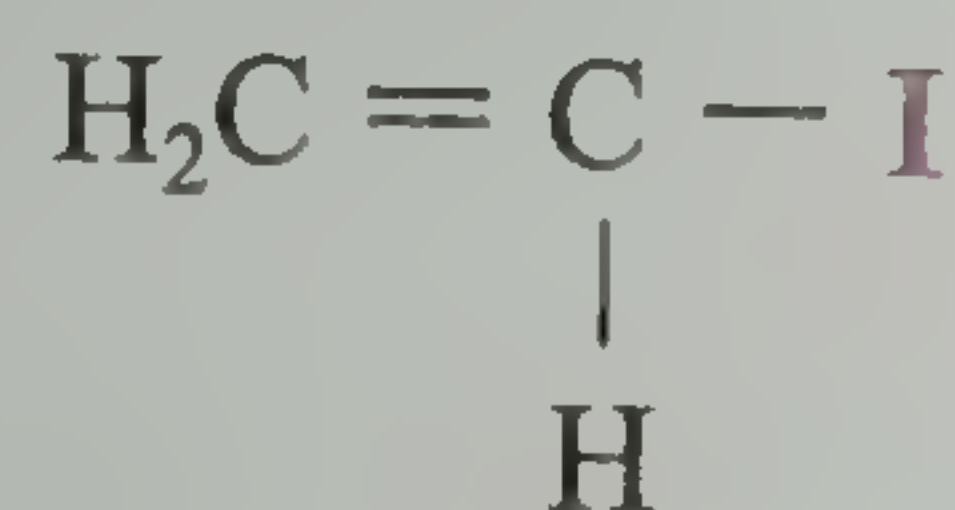
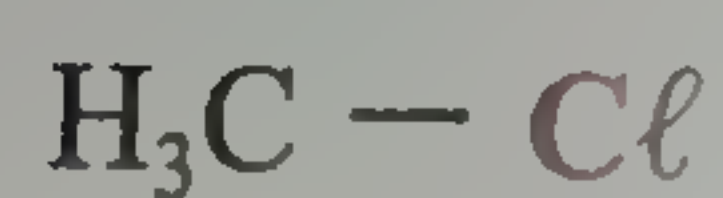
- a) ácido carboxílico e amina.
- b) ácido carboxílico e éter.
- c) ácido carboxílico e anidrido.
- d) aldeído e amina.
- e) aldeído e amida.

Outras funções

Haletos de alquila

São derivados de um hidrocarboneto pela substituição de um hidrogênio por um halogênio (F, Cl, Br ou I).

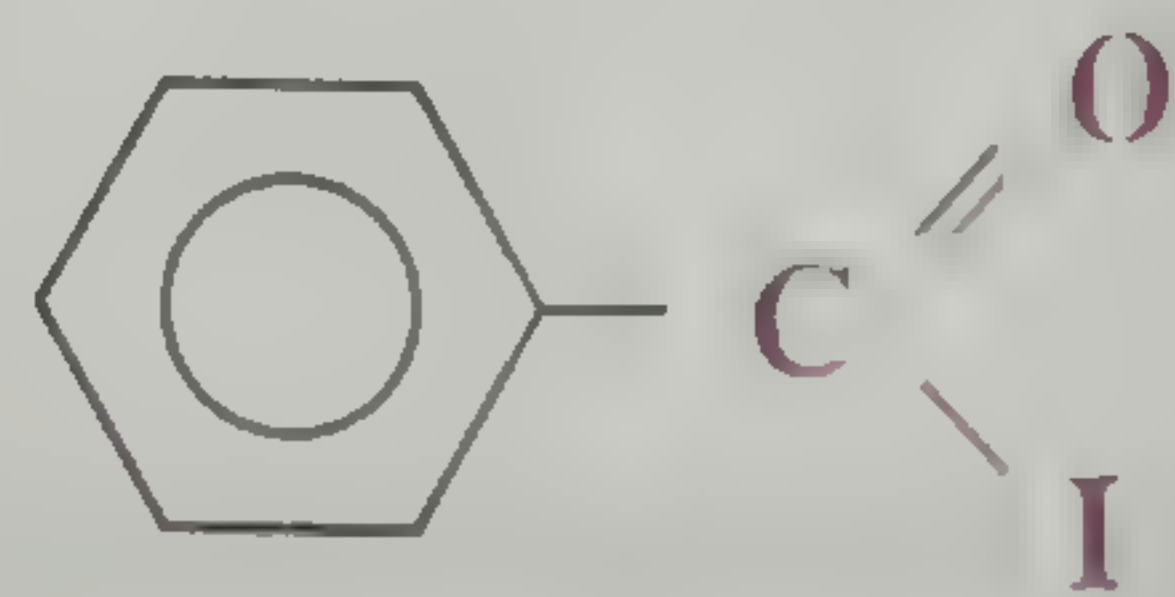
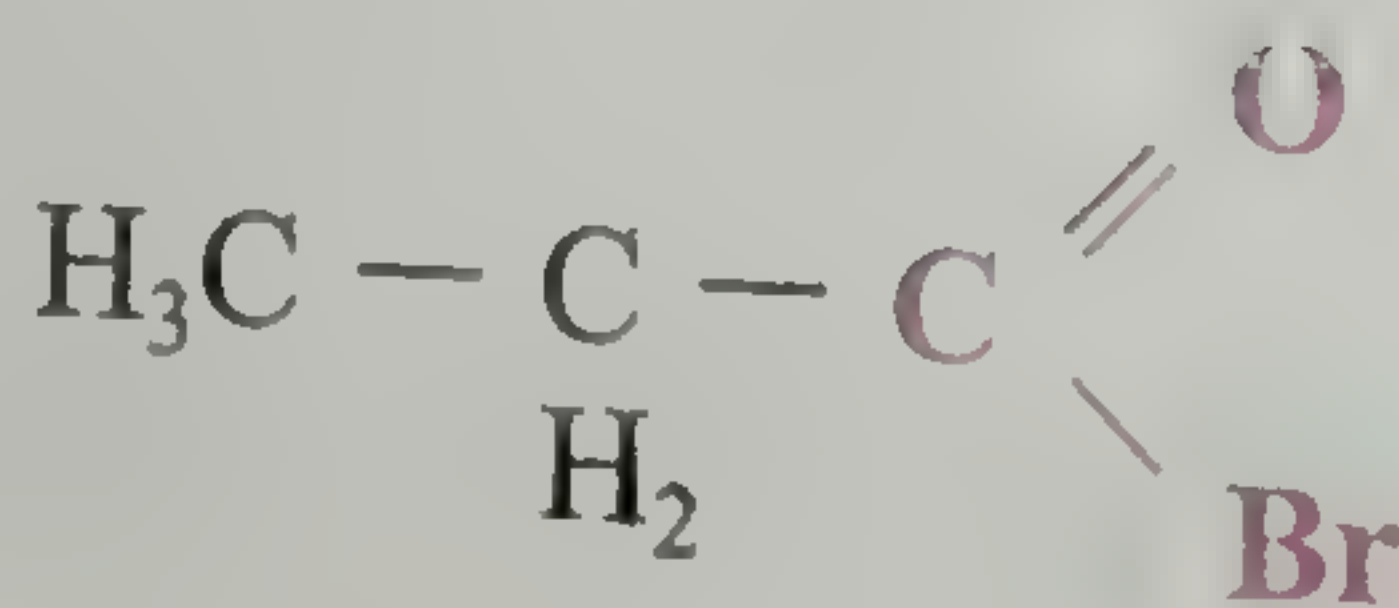
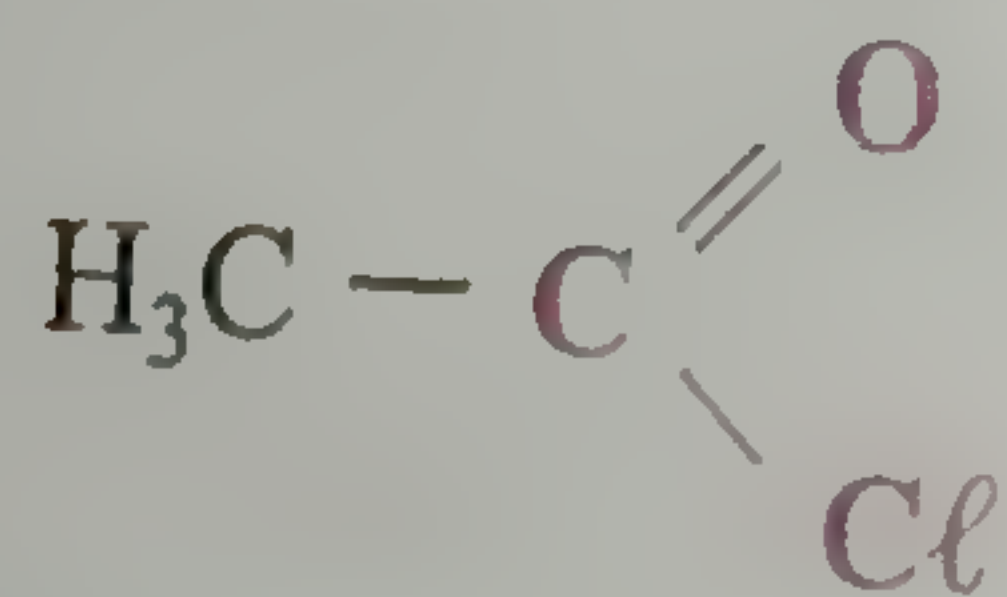
Exemplos:



Haletos de ácido

São derivados de um ácido carboxílico pela substituição do $-\text{OH}$ por um halogênio (F, Cl, Br ou I).

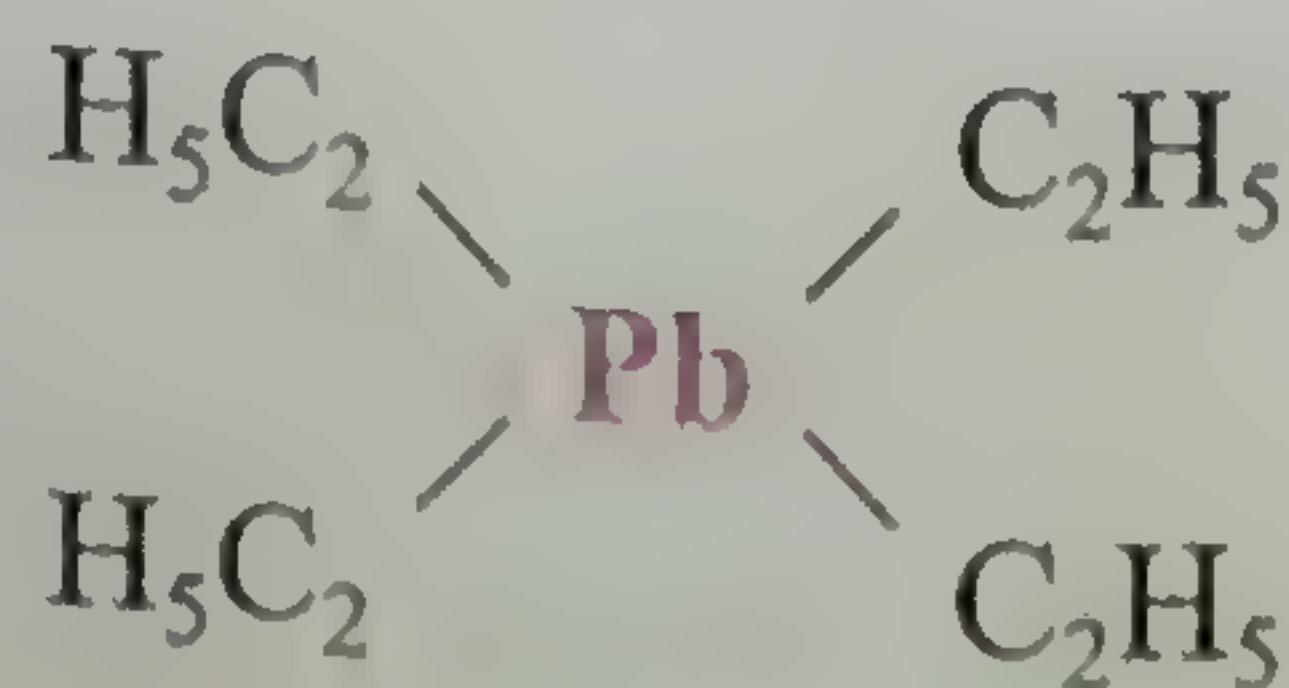
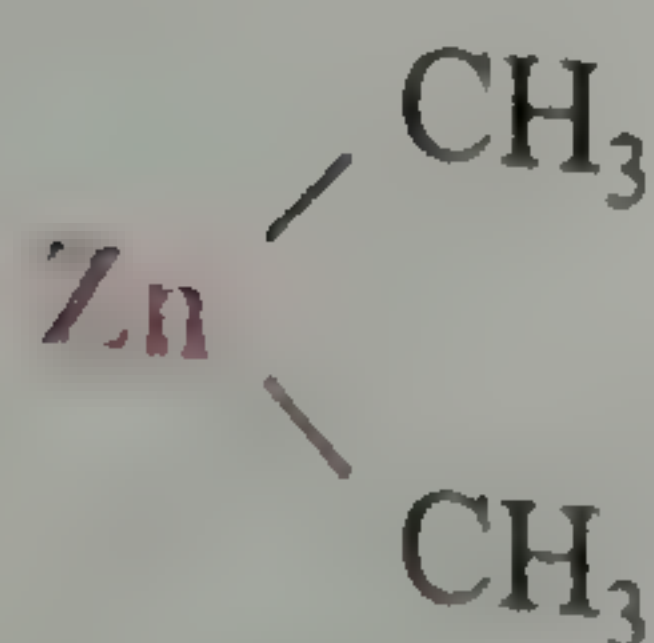
Exemplos:



Compostos organometálicos

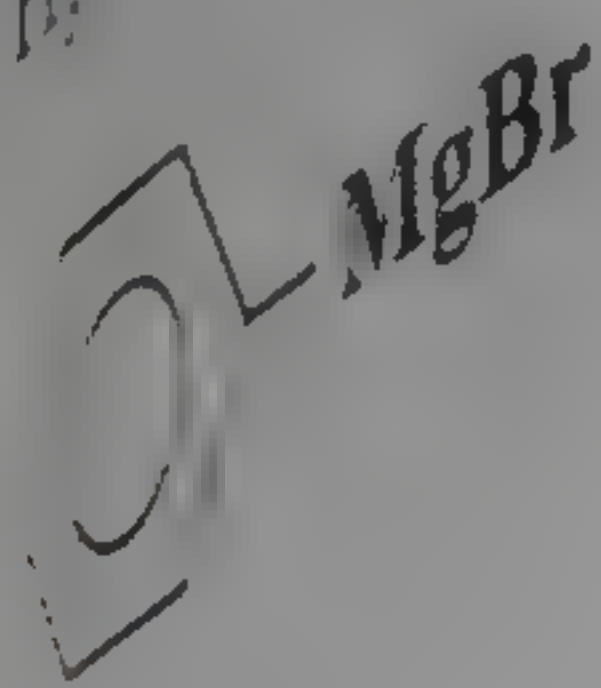
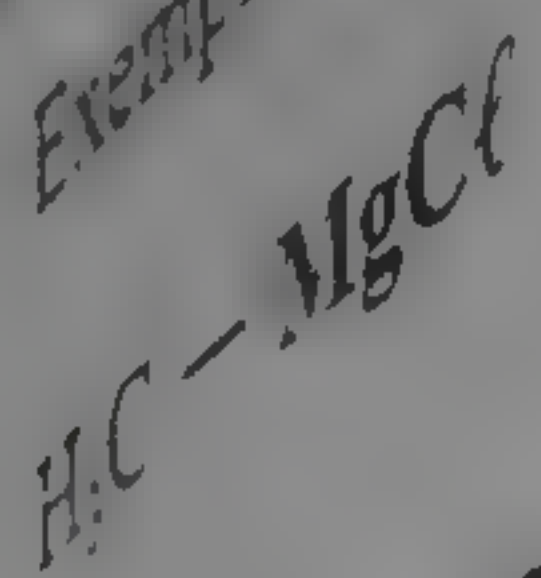
São compostos orgânicos que apresentam metais ligados a carbono.

Exemplos:



Nas sínteses orgânicas,
compostos de magnésio, halo

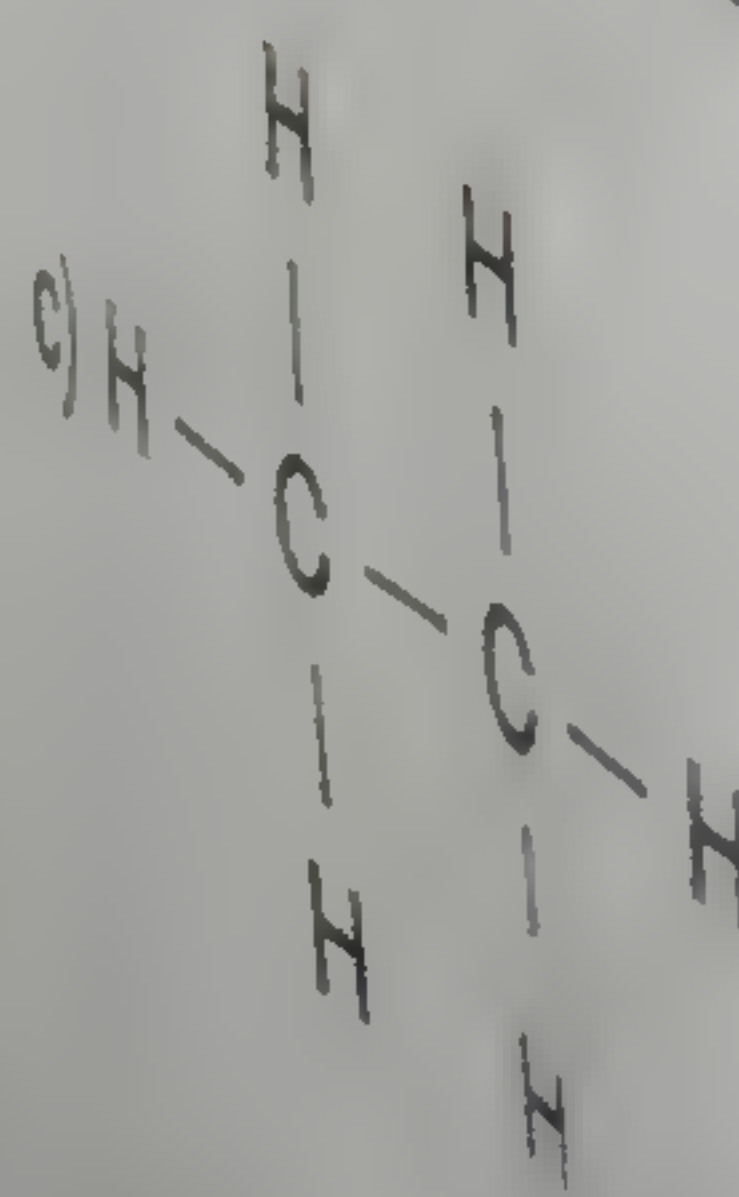
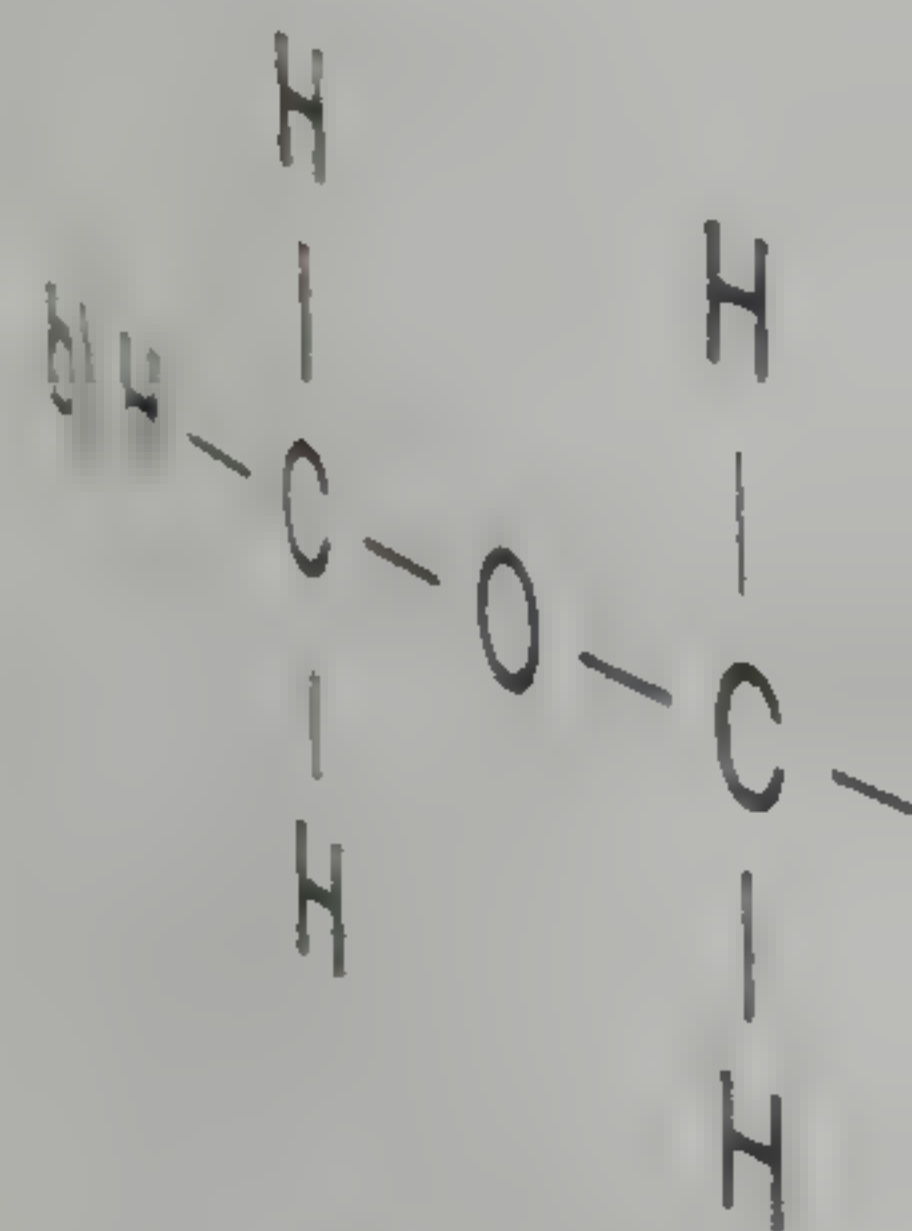
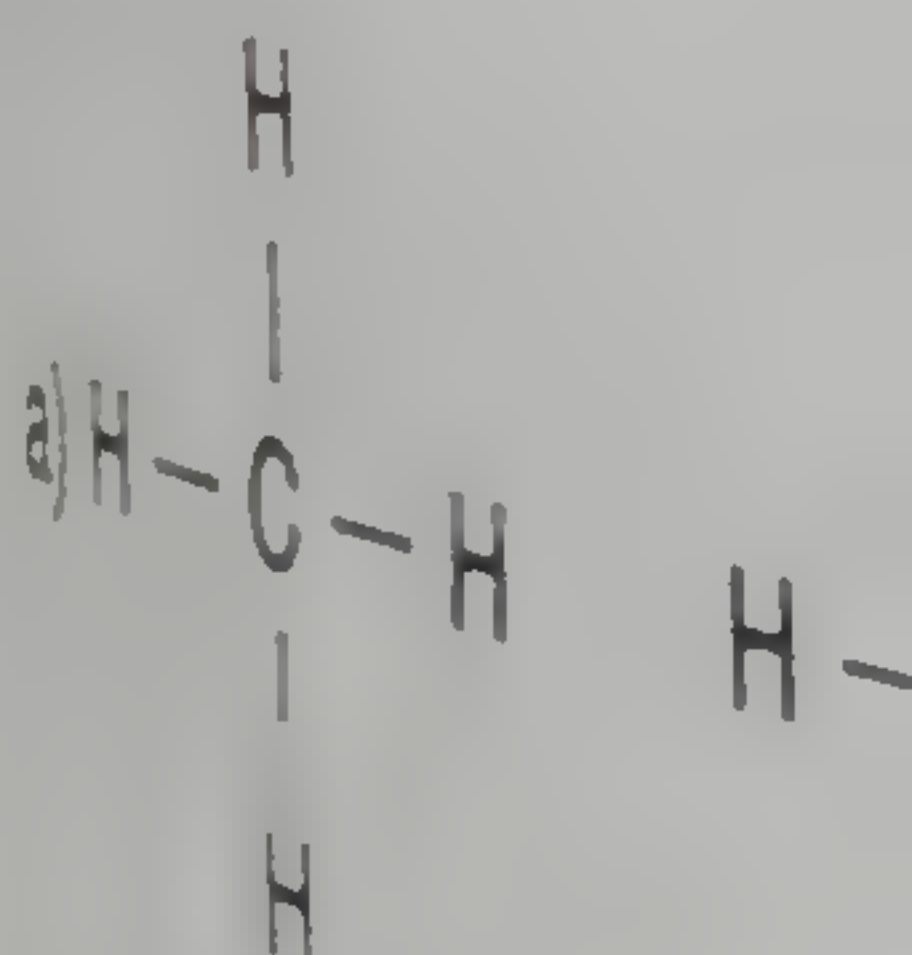
Exemplos:



22. Escreva as fórmulas estruturais características:

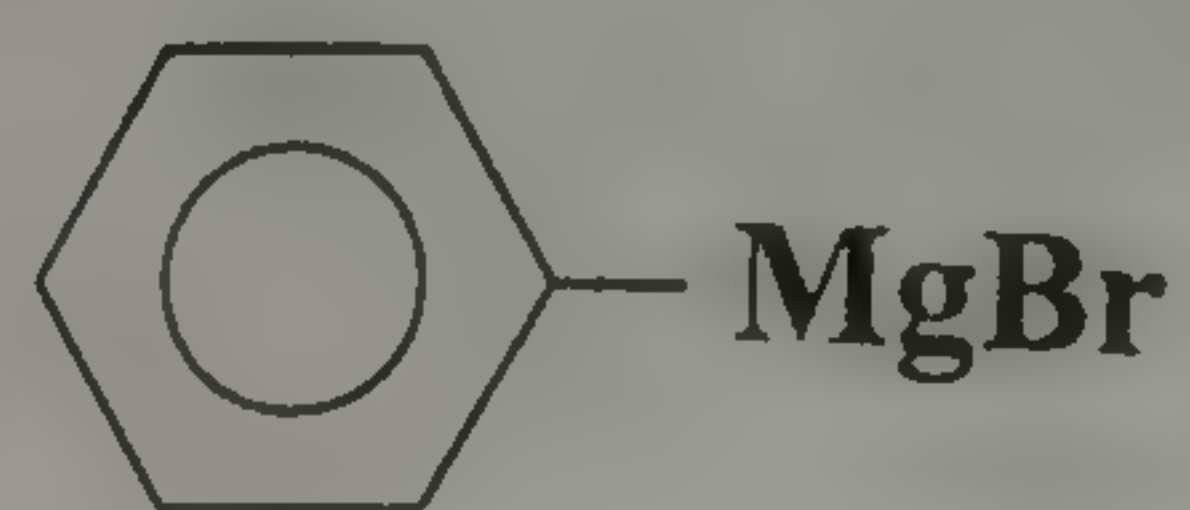
- a) composto de Grignard
- b) haleto de ácido com an
- c) haleto de alquila com c
- d) haleto formado pela su

23. (Fuvest-SP) Hidrocarbono no lugar do triclorofluoroc Assinale a alternativa qu freon.



Nas sínteses orgânicas, são de grande importância os *compostos de Grignard*, constituídos de magnésio, halogênio e um radical orgânico.

Exemplos:

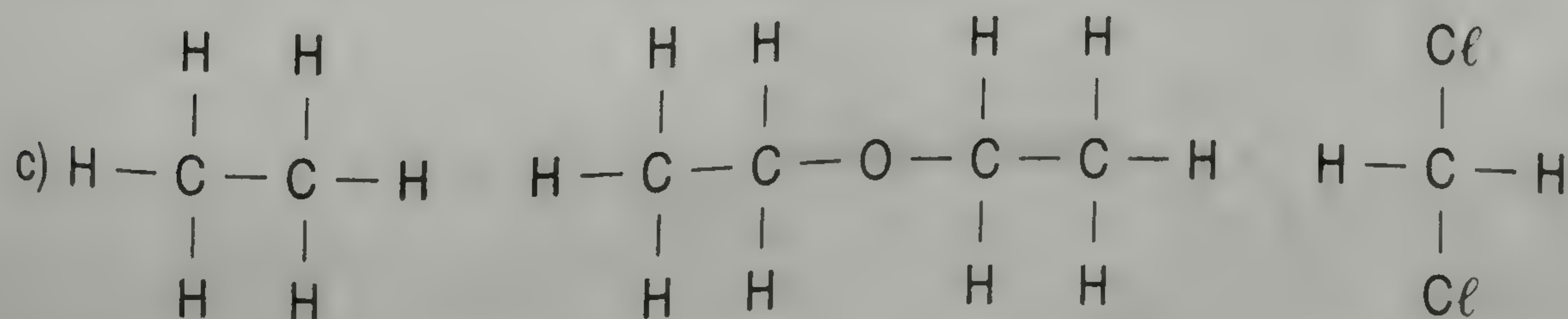
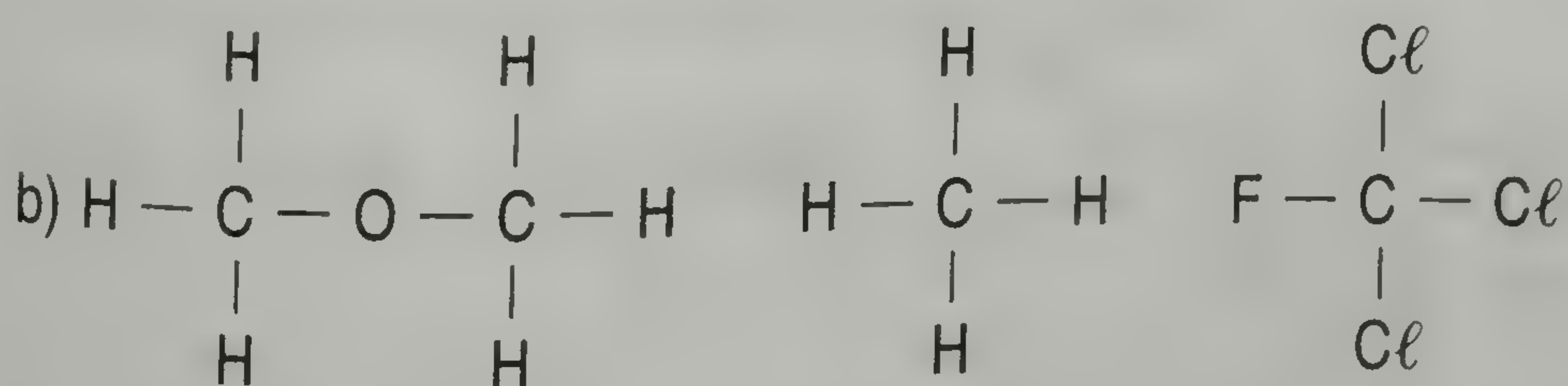
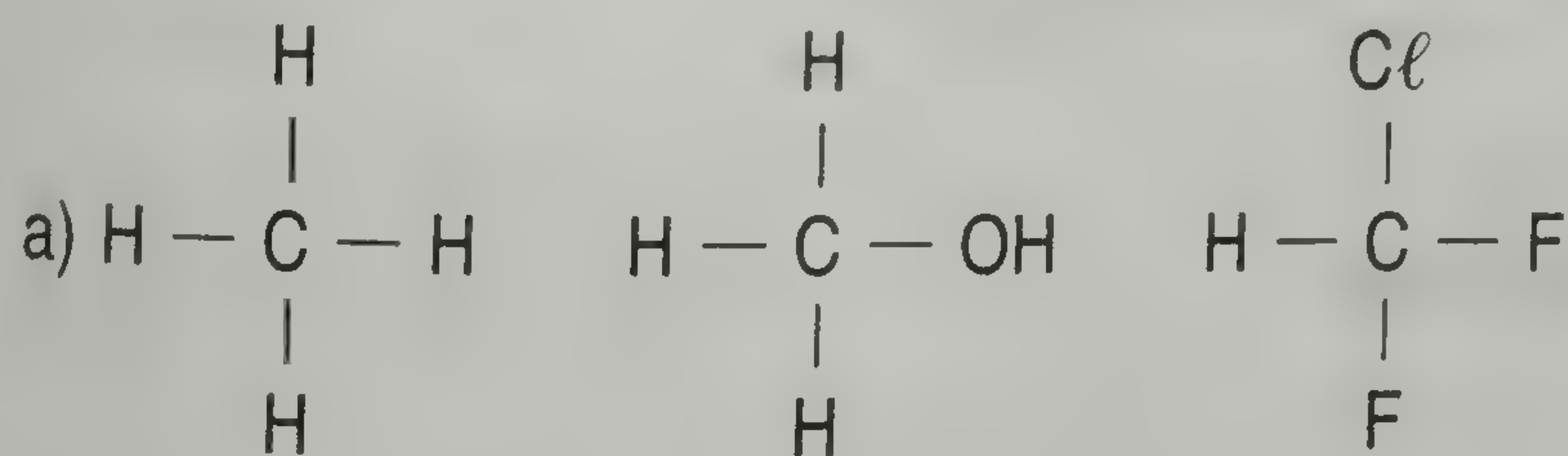


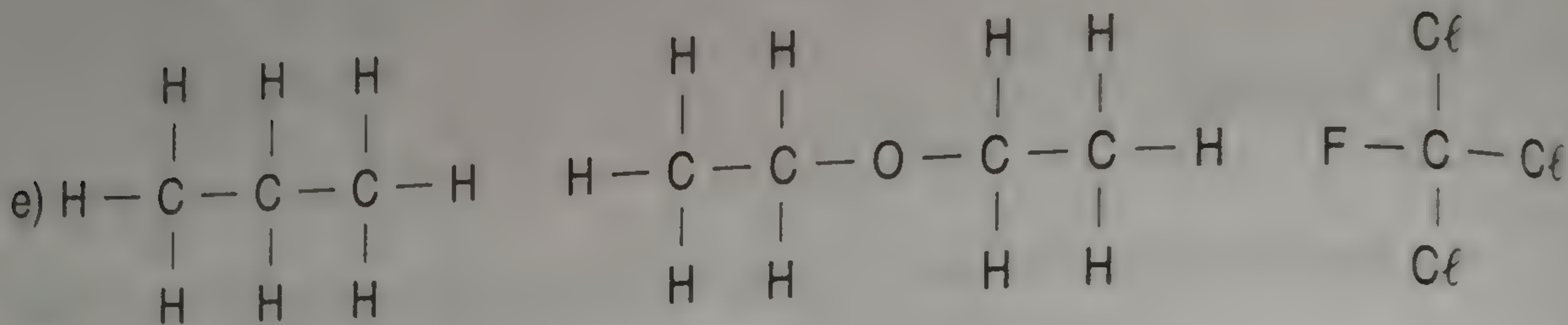
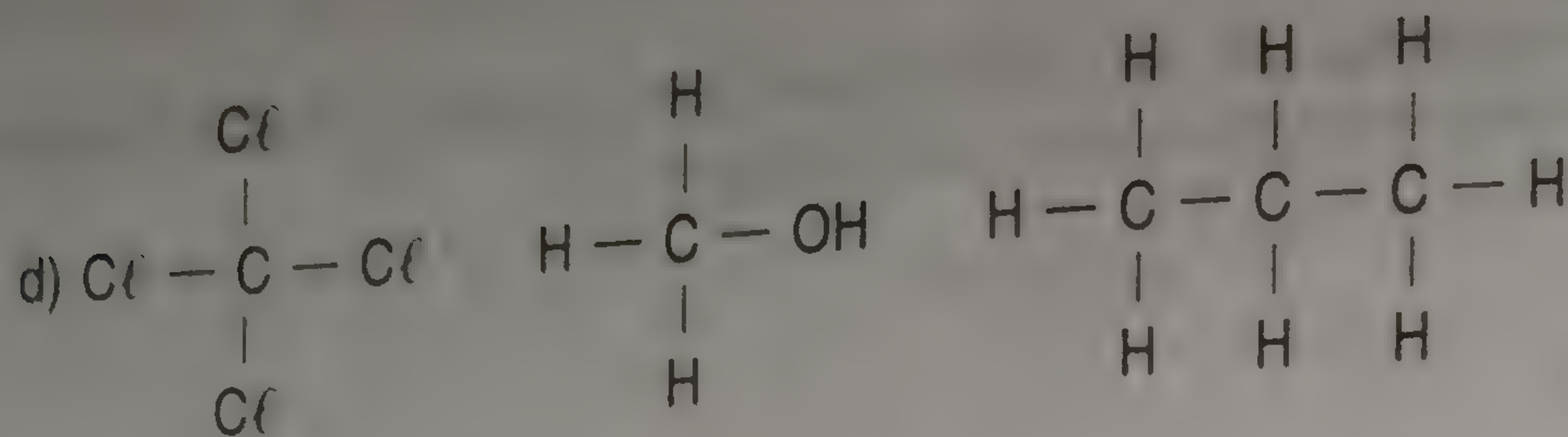
EXERCÍCIOS

22. Escreva as fórmulas estruturais de compostos orgânicos que apresentam as seguintes características:

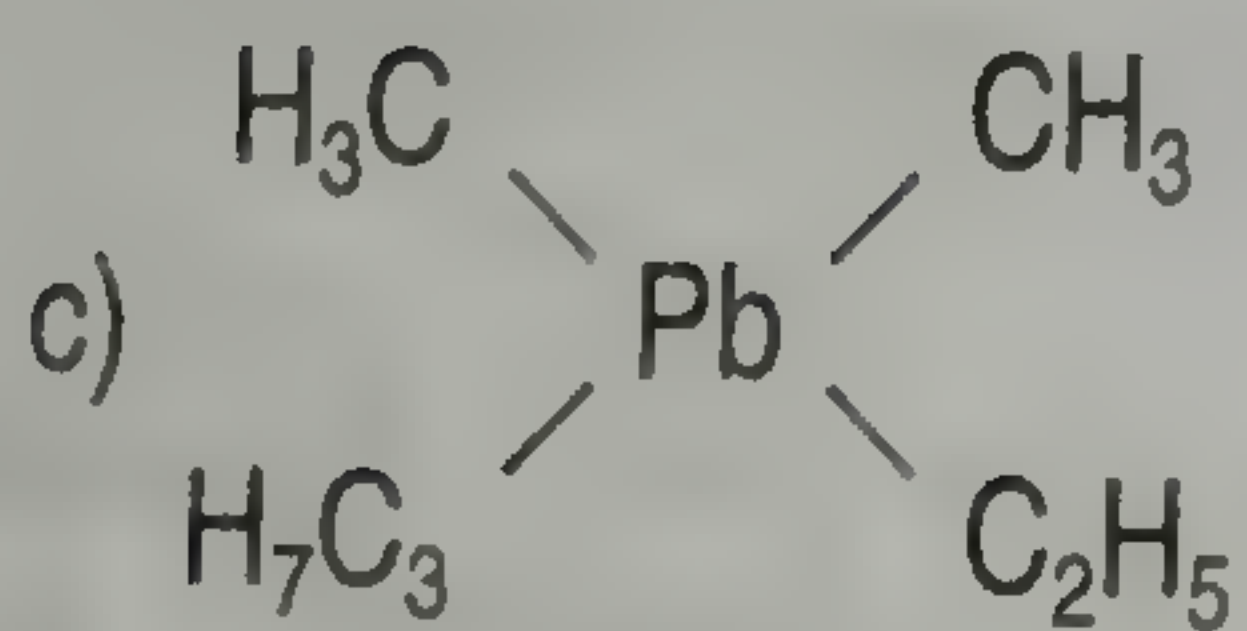
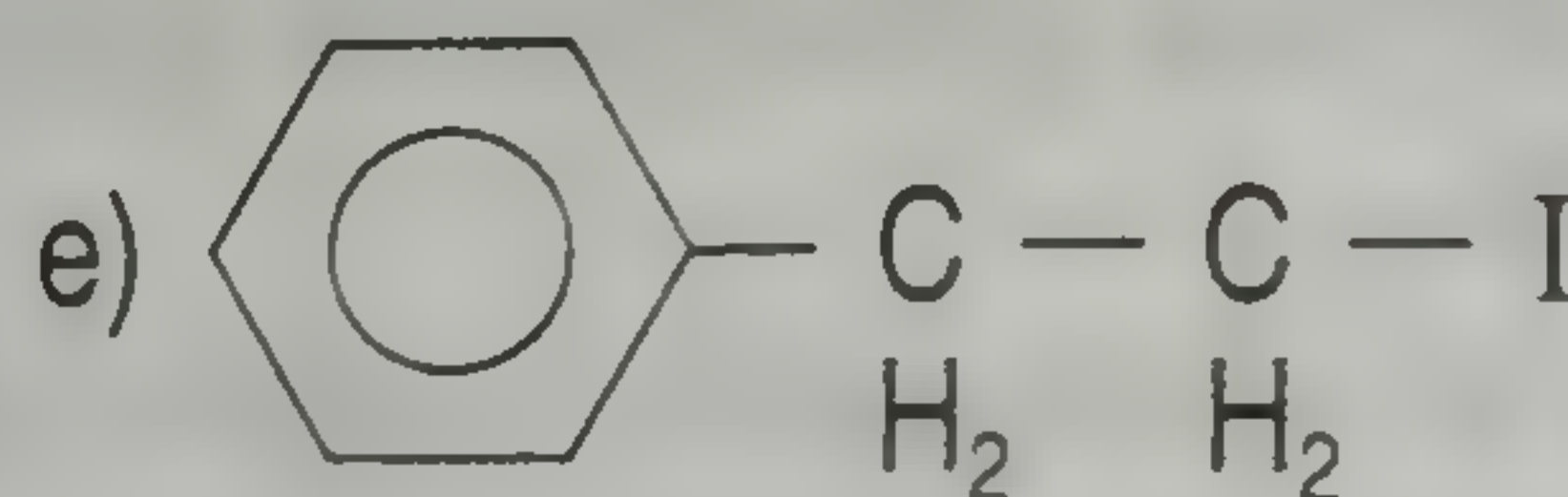
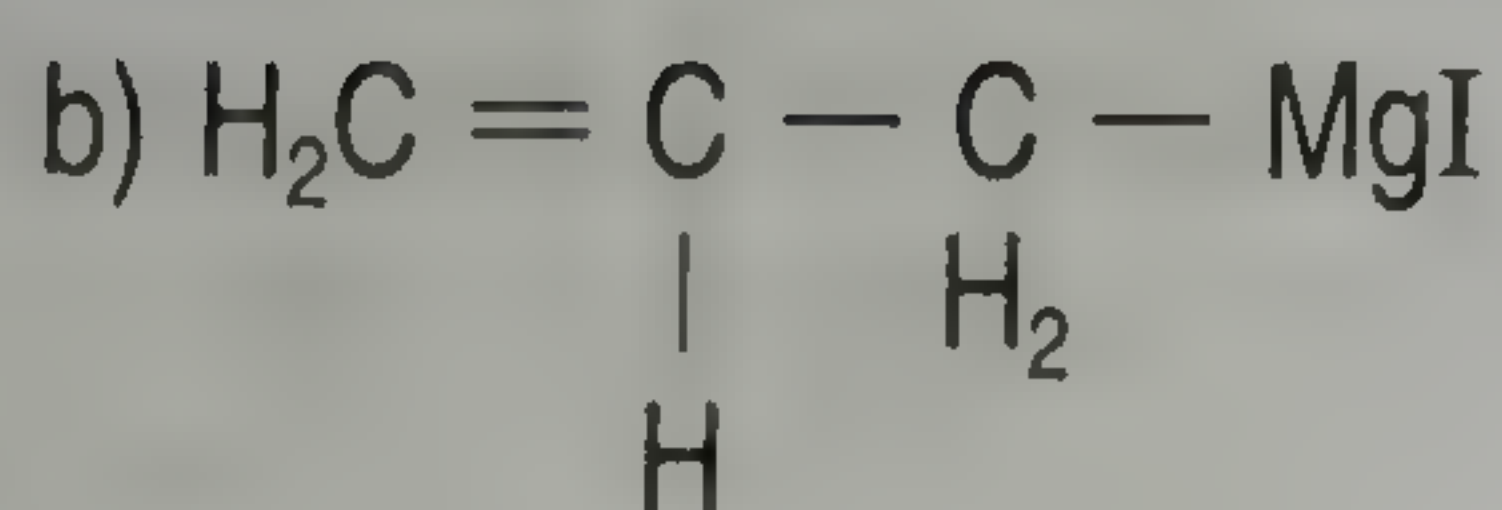
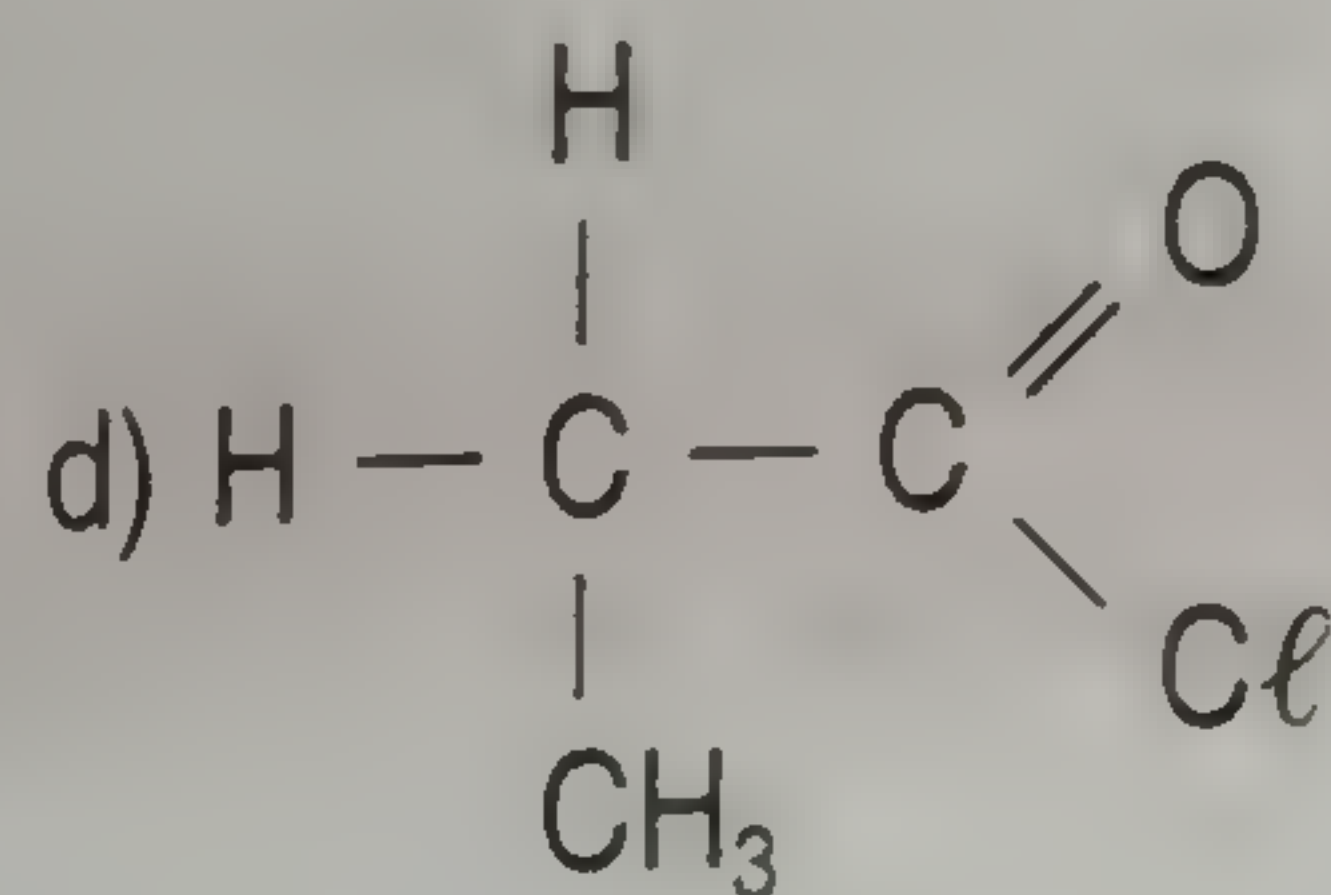
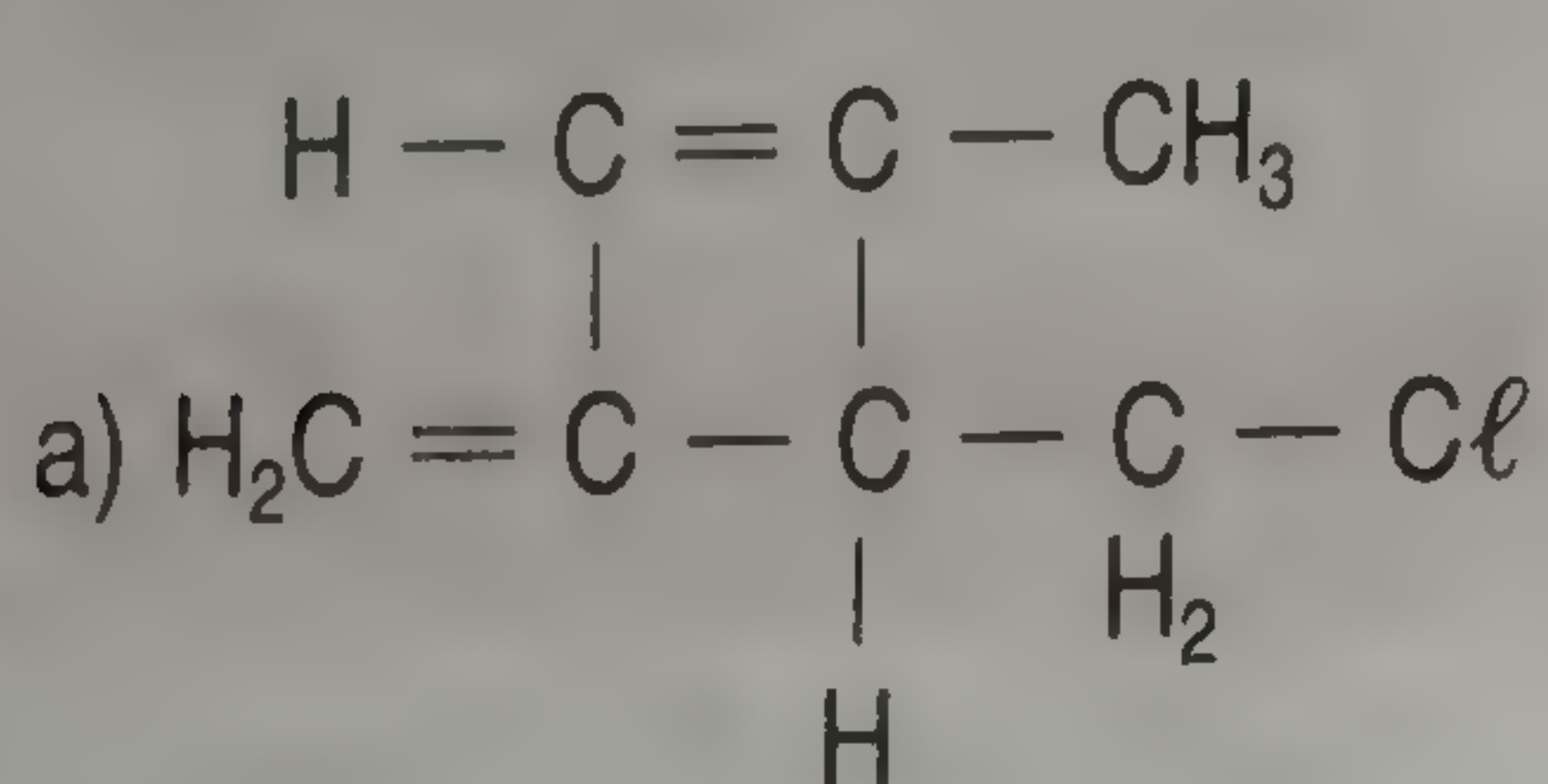
- composto de Grignard com 3 carbonos;
- haleto de ácido com anel aromático;
- haleto de alquila com cadeia cíclica saturada;
- haleto formado pela substituição de um H do anel benzênico por Br.

23. (Fuvest-SP) Hidrocarbonetos e éteres já estão sendo usados como gases propelentes no lugar do triclorofluorcarbono (freon) em desodorantes e outros produtos em *spray*. Assinale a alternativa que contém, respectivamente, um hidrocarboneto, um éter e um freon.

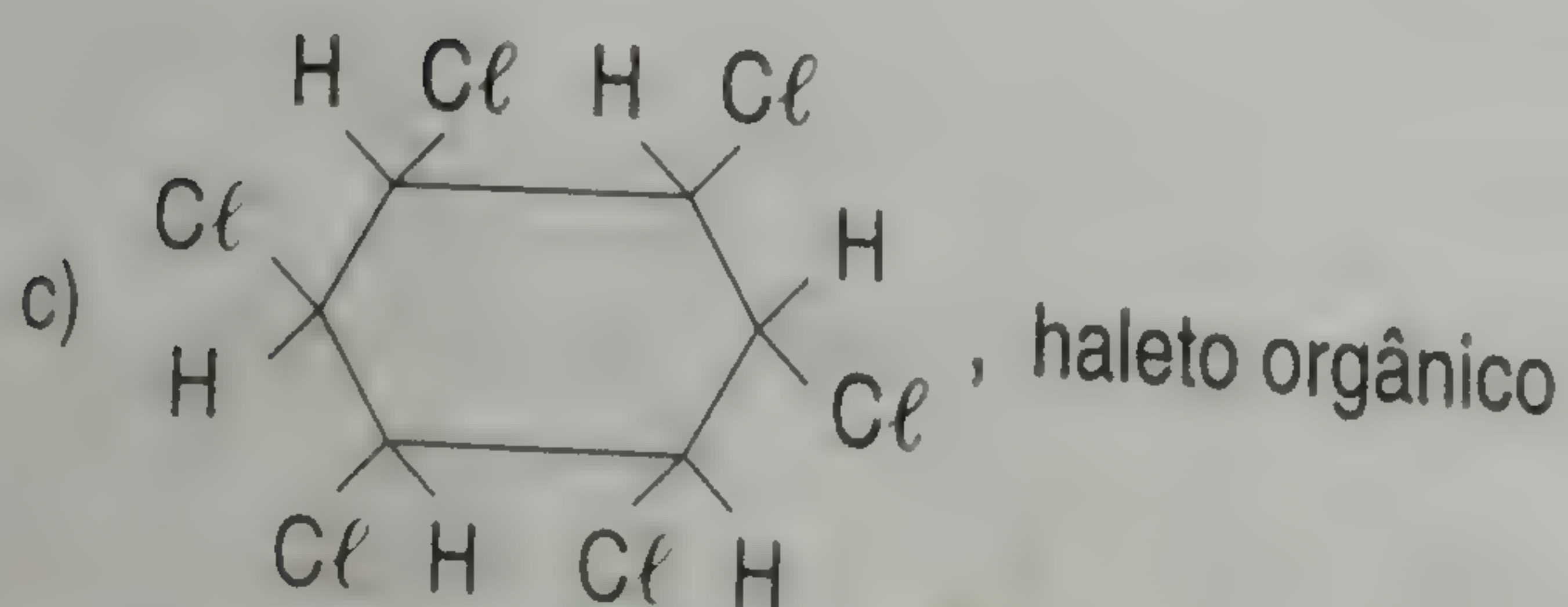
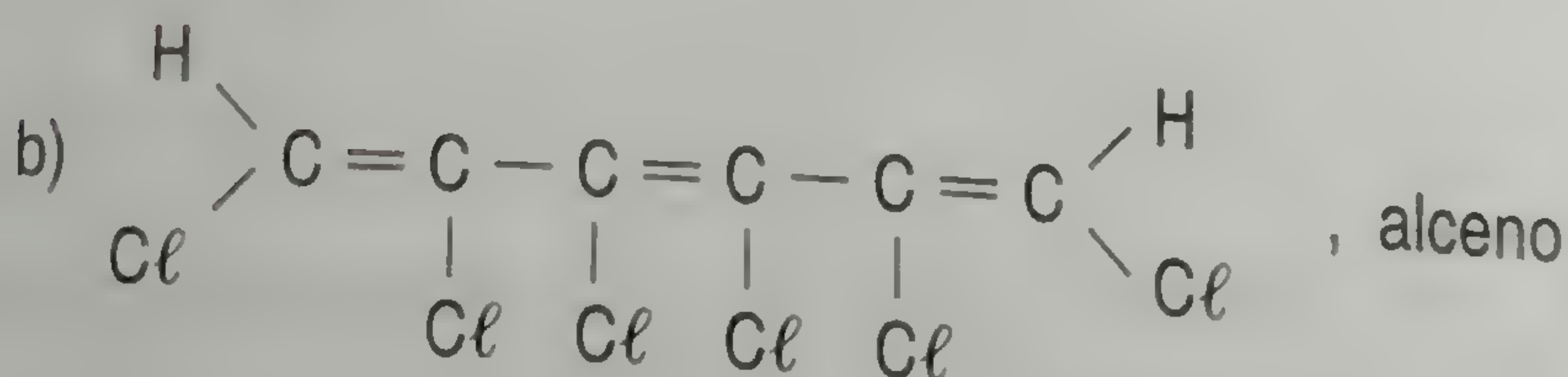
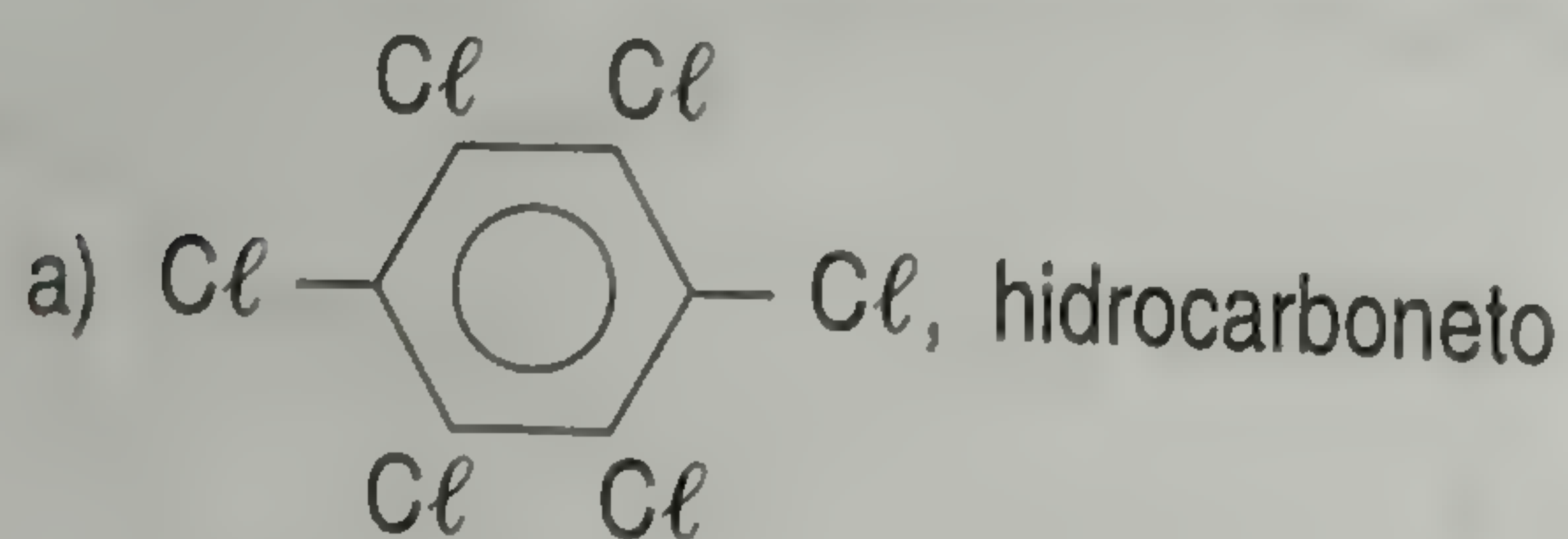


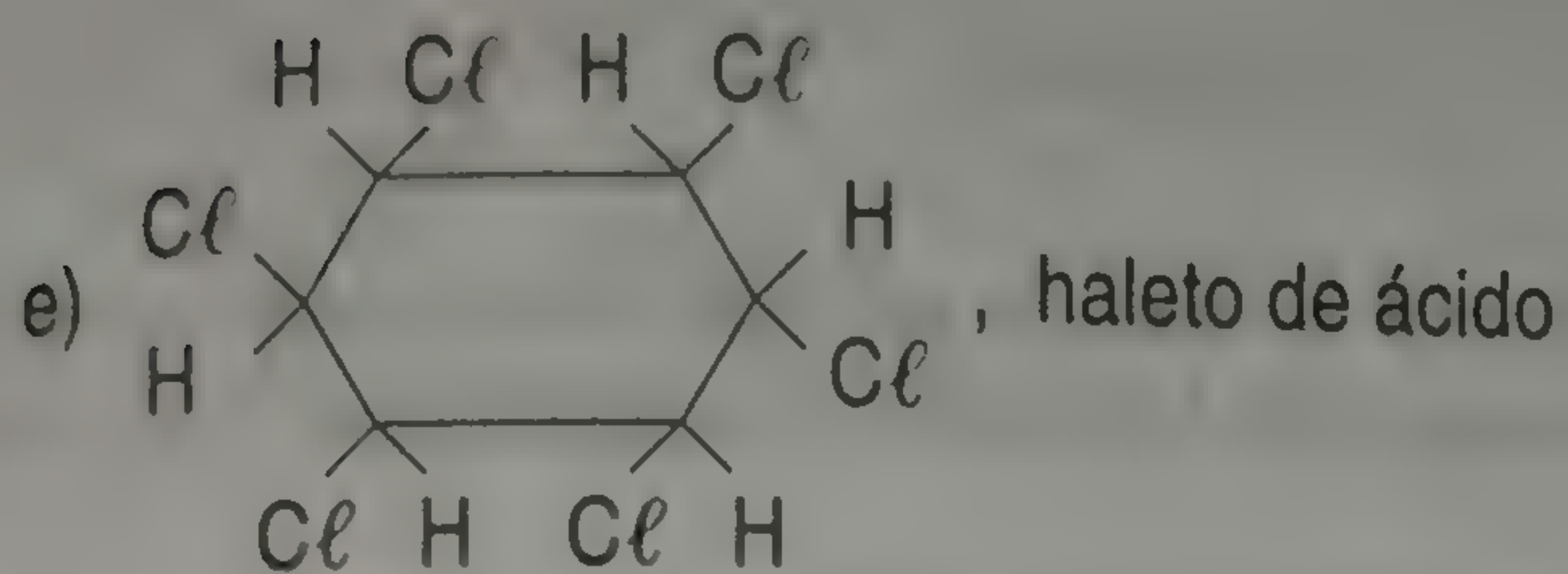
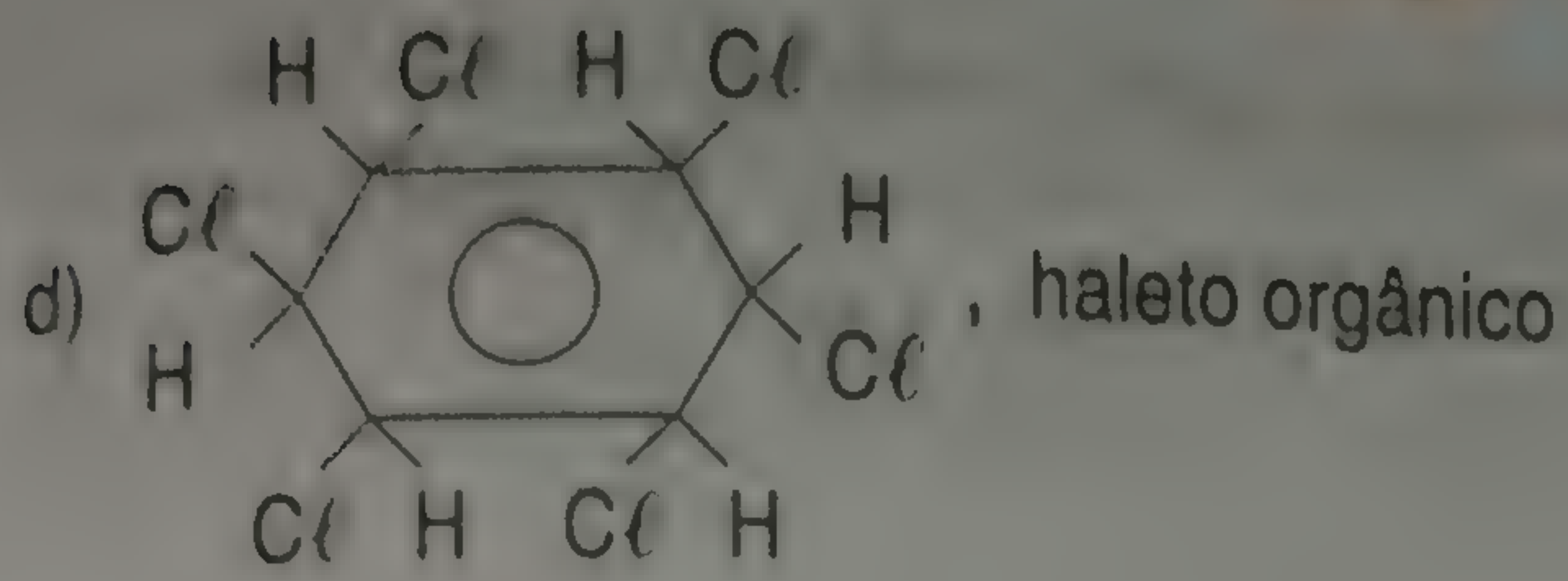


24. Analise as fórmulas estruturais abaixo e identifique a função orgânica a que pertencem:

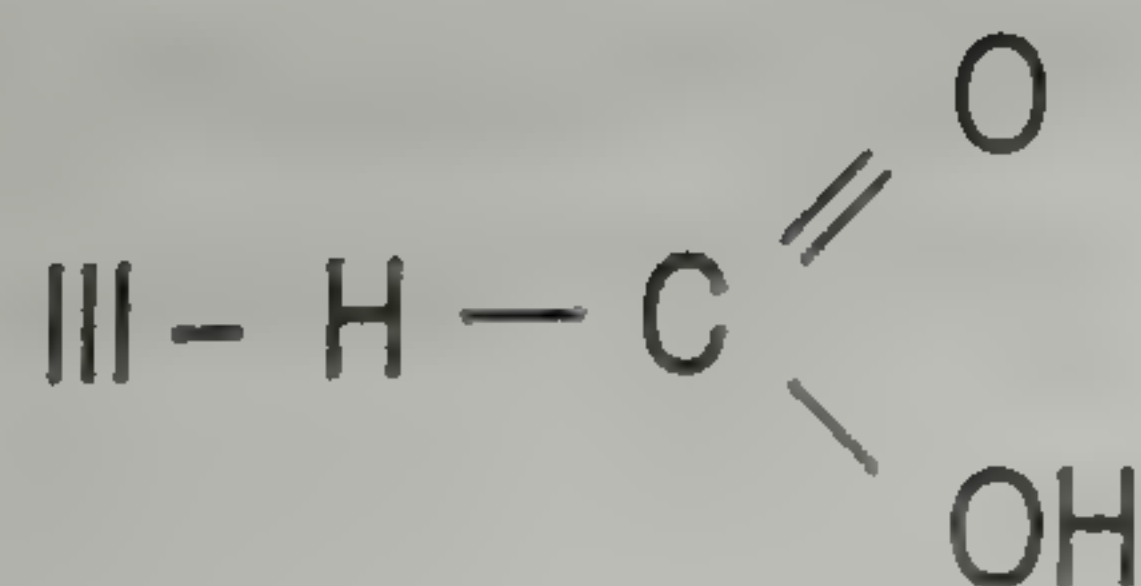
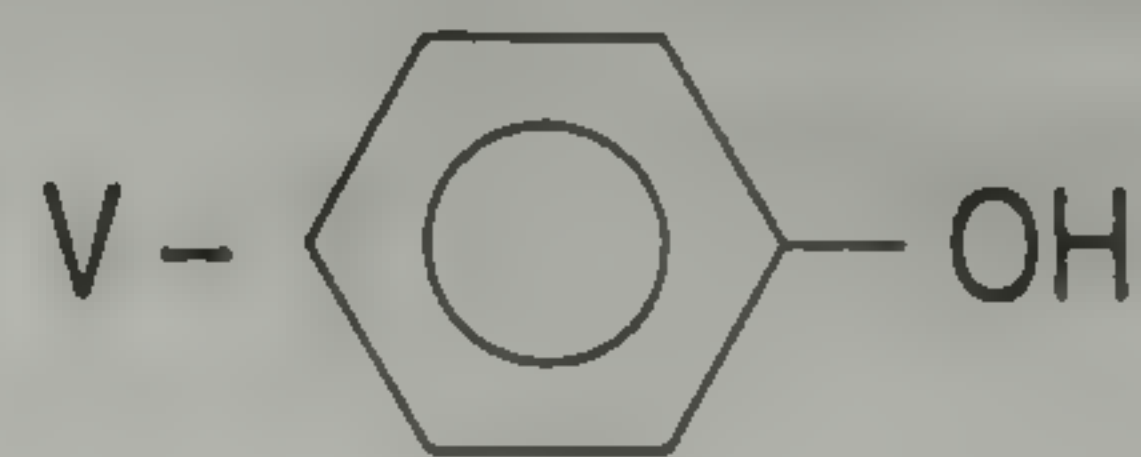
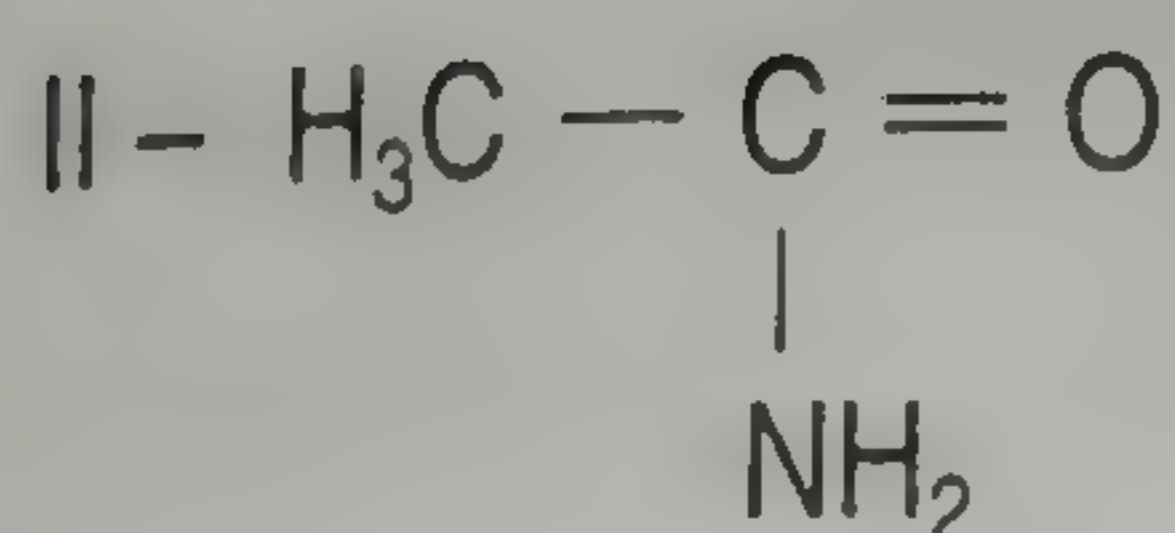
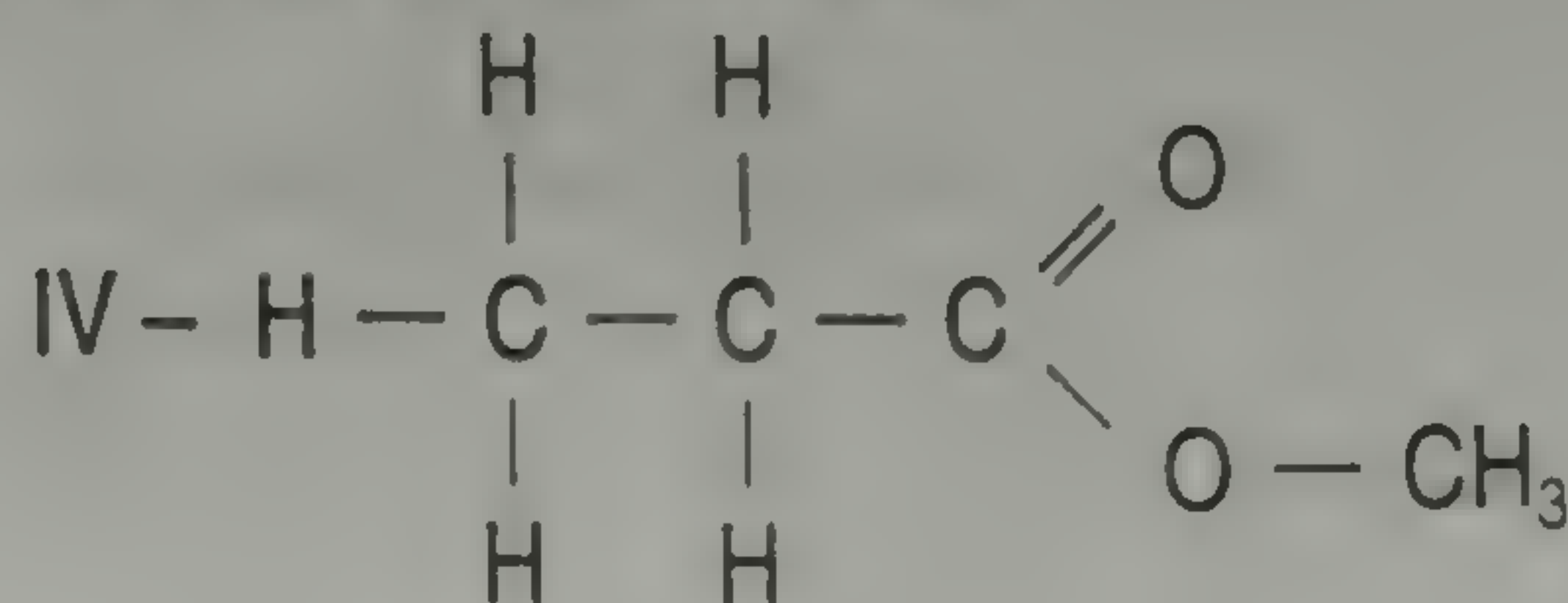
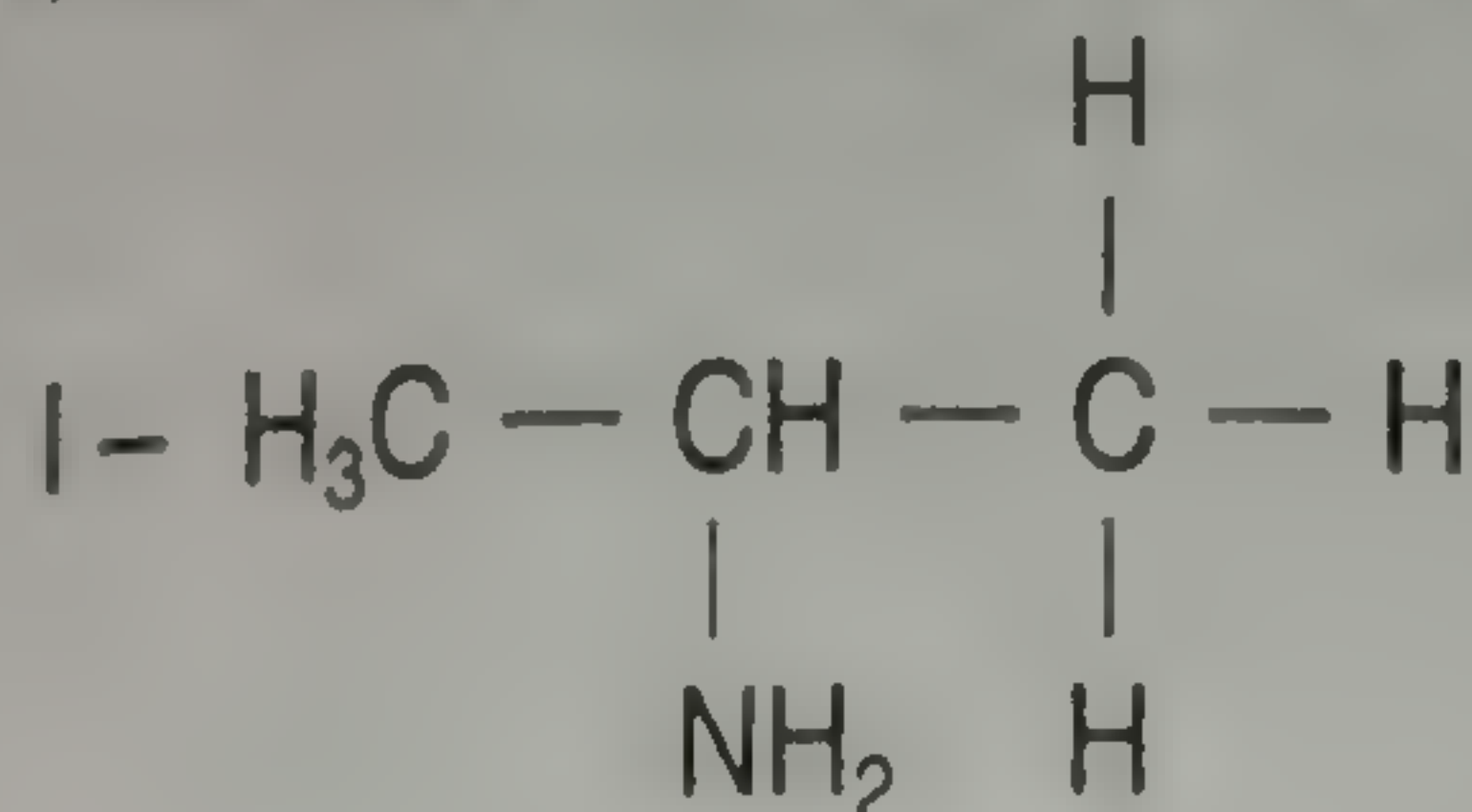


25. O inseticida BHC (hexaclorobenzeno) apresenta fórmula molecular $\text{C}_6\text{H}_6\text{Cl}_6$. A fórmula estrutural e a função a que pertence são, respectivamente:





26. (ITA-SP) Associe a cada composto a função química correspondente.



A) amida

D) éster

G) fenol

B) amina

E) ácido carboxílico

C) nitrila

F) álcool

a) I-A; II-B; III-D; IV-E; V-C

d) I-A; II-B; III-C; IV-D; V-G

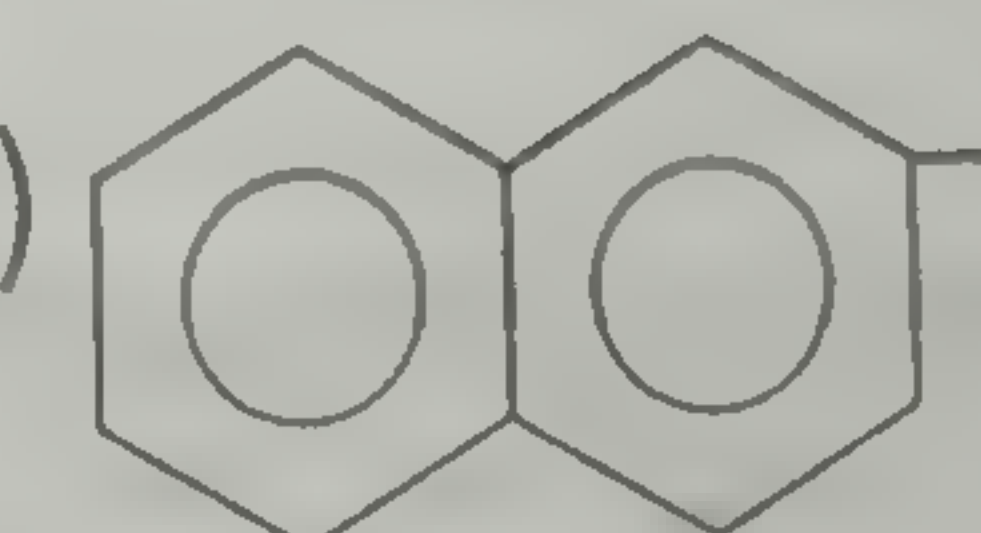
b) I-C; II-D; III-E; IV-B; V-G

e) I-B; II-A; III-E; IV-D; V-G

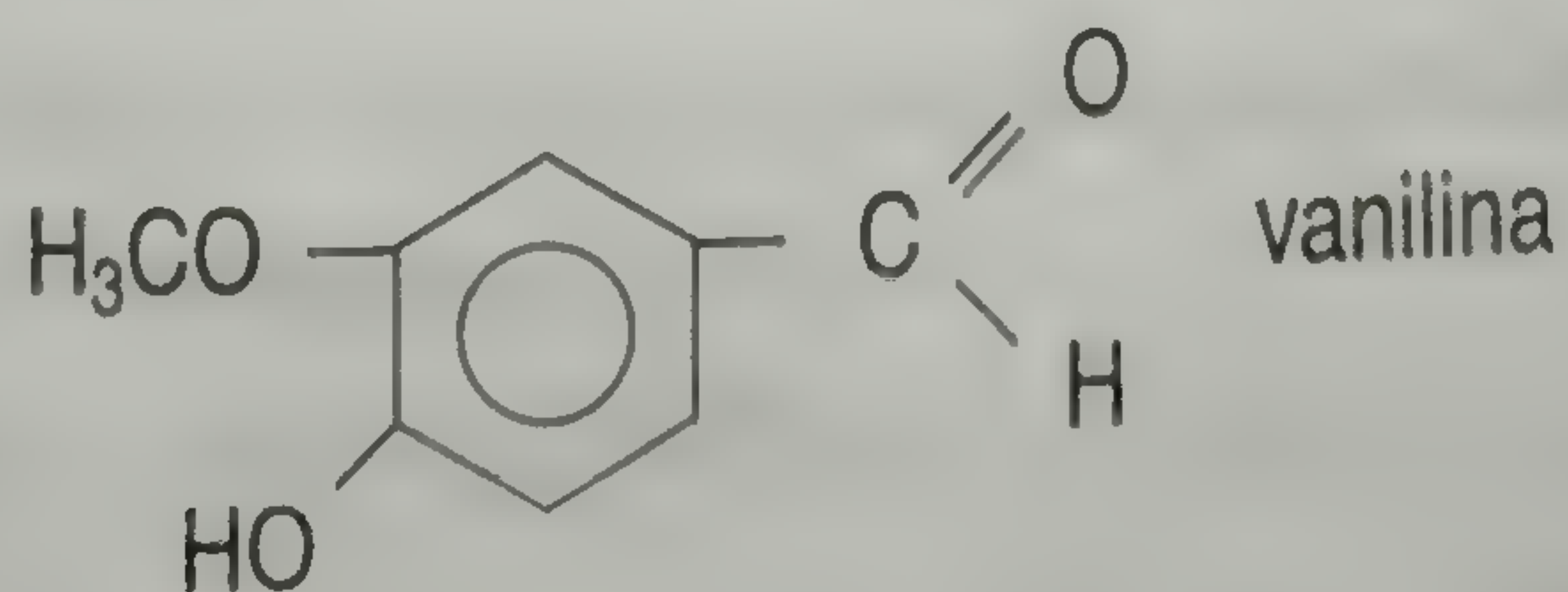
c) I-B; II-A; III-E; IV-D; V-F

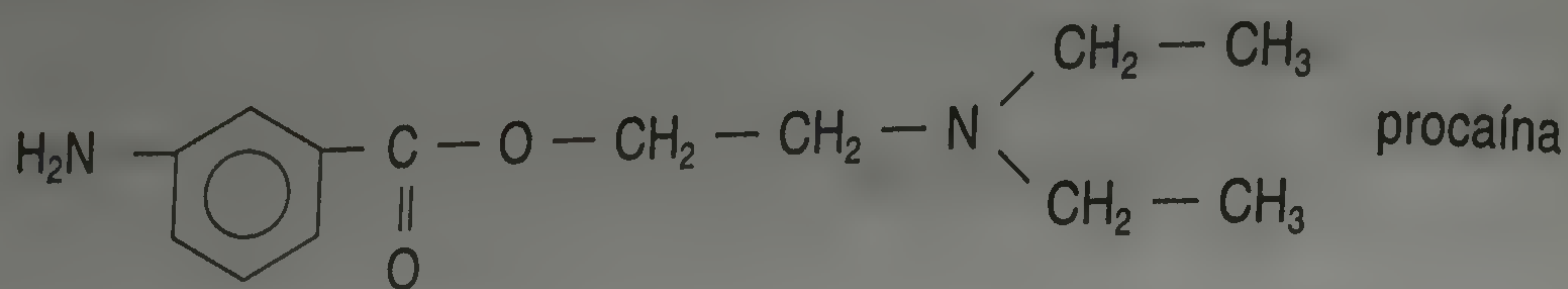
27. Verificar se as associações abaixo estão corretas.

a) $\text{H}_3\text{C} - (\text{CH}_2)_2 - \text{CHO}$, aldeído

b)  CONH_2 , amina

28. (Fuvest-SP) A vanilina e a procaína têm as seguintes fórmulas estruturais:



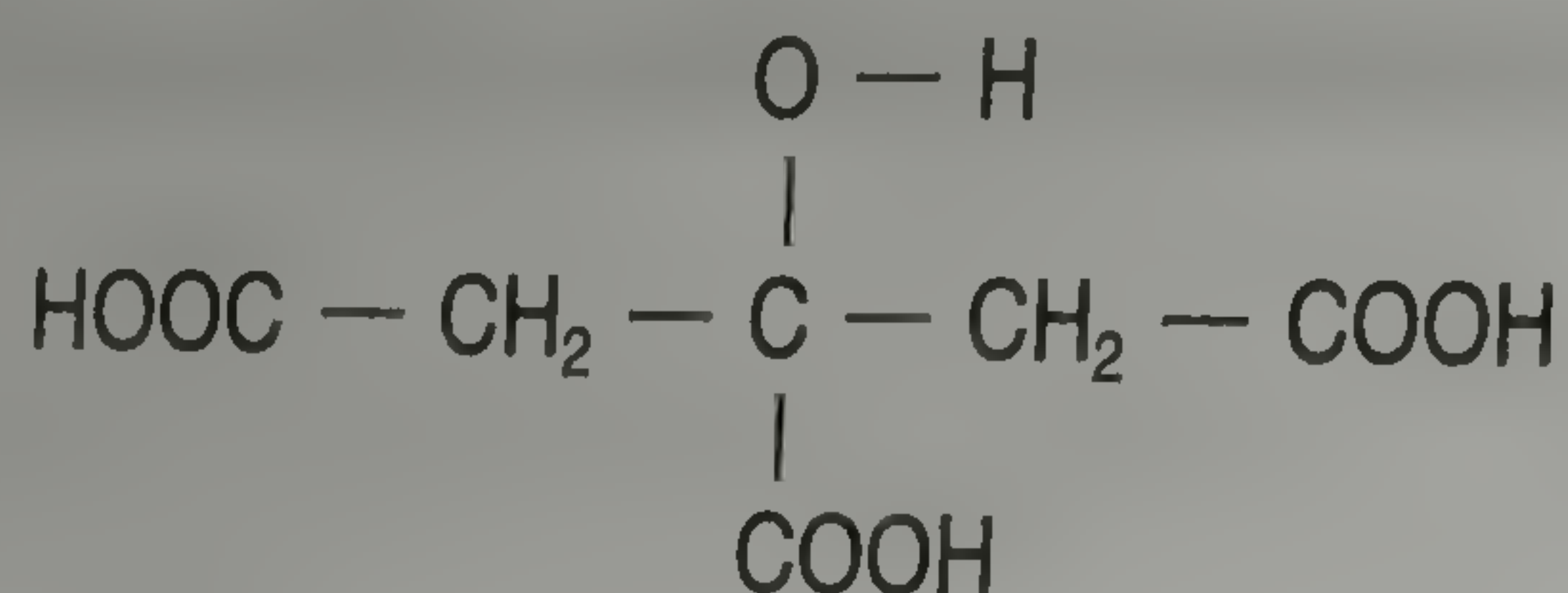


Quais as funções presentes na:

a) vanilina?

b) procaína?

29. (USJT-SP) Um xampu, de modo geral, contém, no mínimo, as seguintes substâncias: detergente, espessante, essência, corante, bactericida, fungicida, água desmineralizada, sal de cozinha e ácido cítrico para o seu pH. A fórmula estrutural abaixo corresponde ao ácido mencionado.



Quais as funções orgânicas presentes no composto acima?

a) álcool e ácido carboxílico

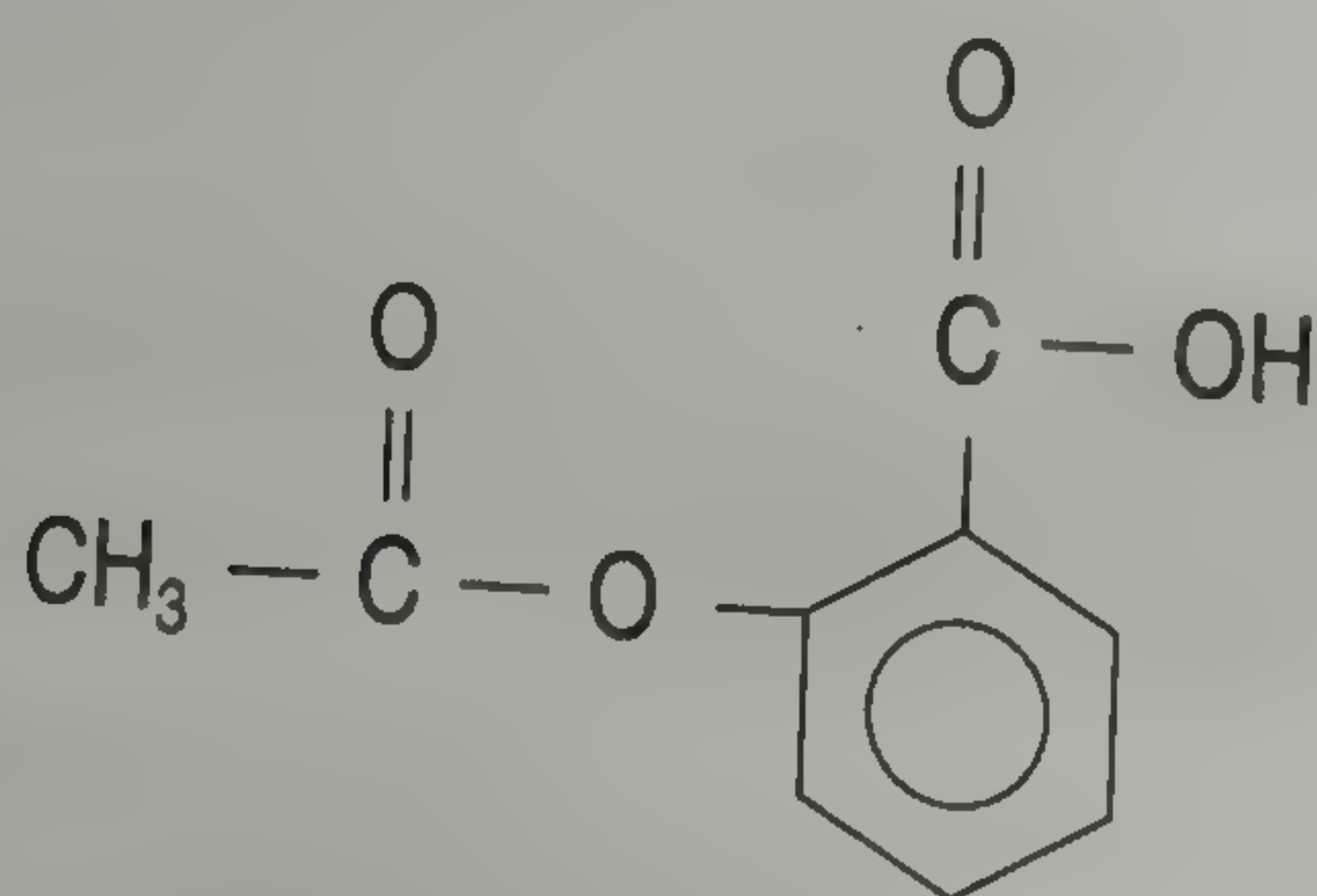
d) ácido carboxílico e fenol

b) álcool e aldeído

e) ácido carboxílico

c) enol e aldeído

30. (Unesp-SP) A aspirina, cuja fórmula está representada abaixo, apresenta os grupos funcionais:



a) cetona, éter, álcool.

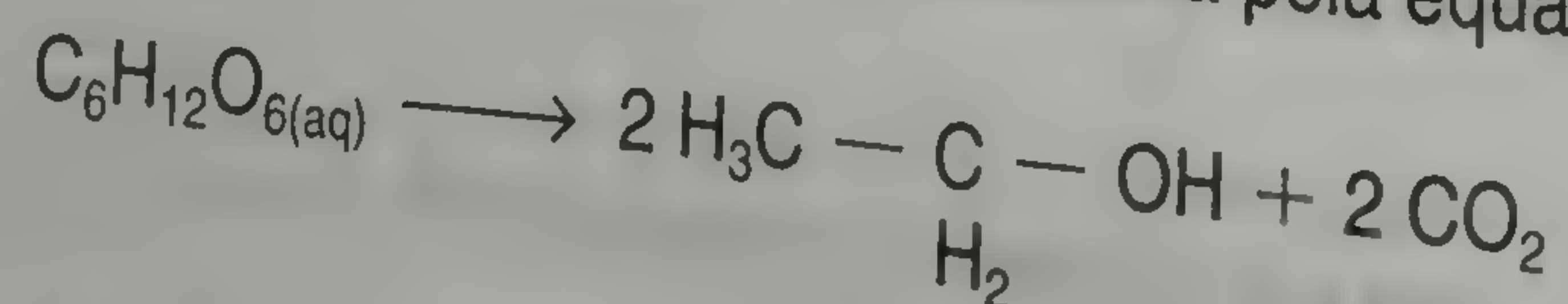
d) éster, fenol.

b) cetona, éter, ácido carboxílico.

e) éster, ácido carboxílico.

c) aldeído, éter, ácido carboxílico.

31. (FUCMT) A fermentação da glicose pode ser representada pela equação:



A substância formada ao lado do gás carbônico pertence à função química:

a) álcool.

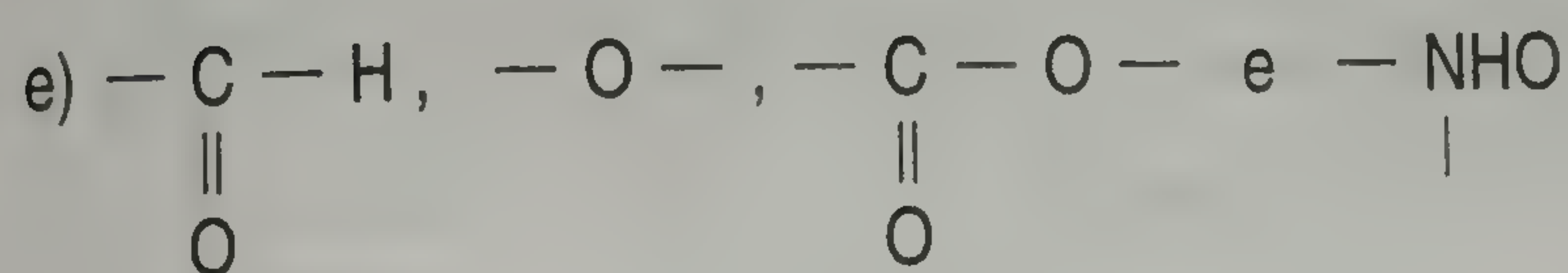
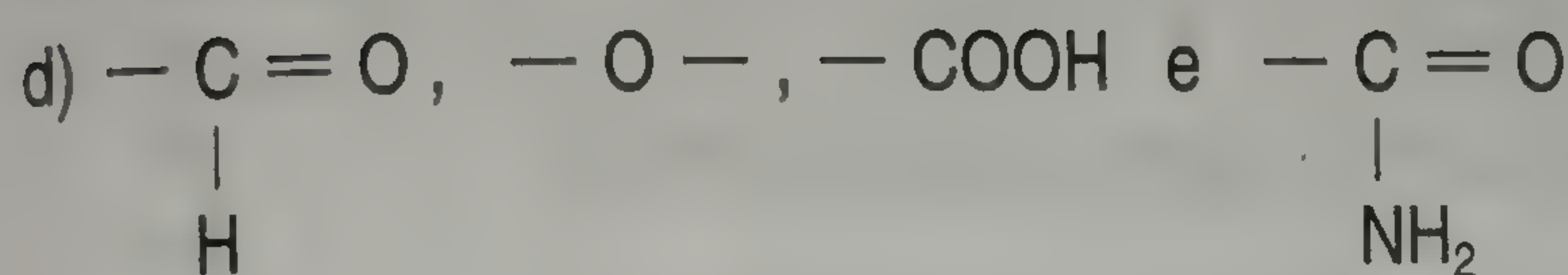
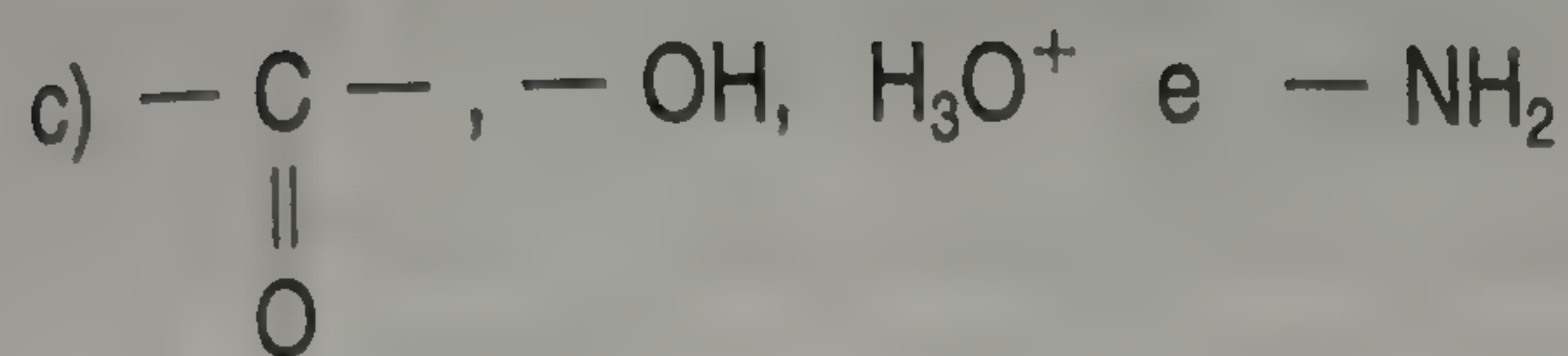
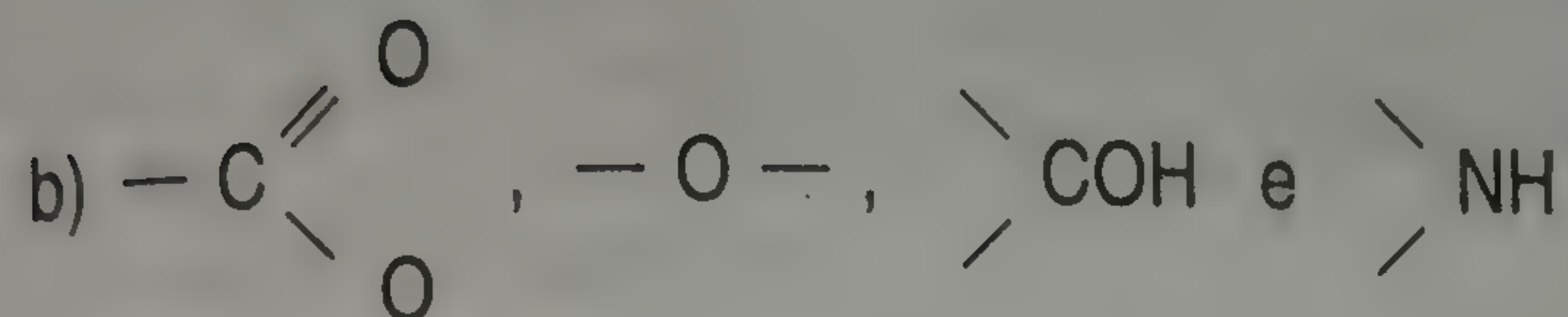
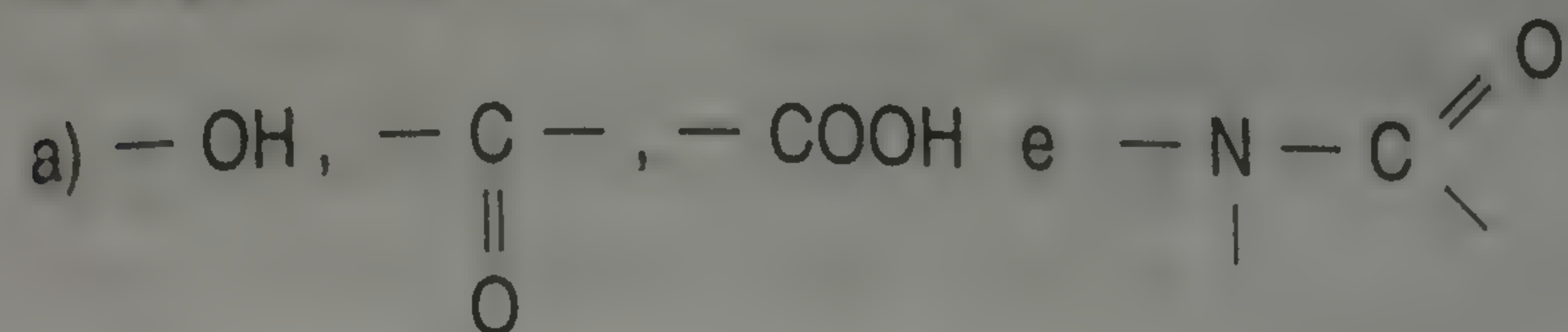
d) ácido carboxílico.

b) aldeído.

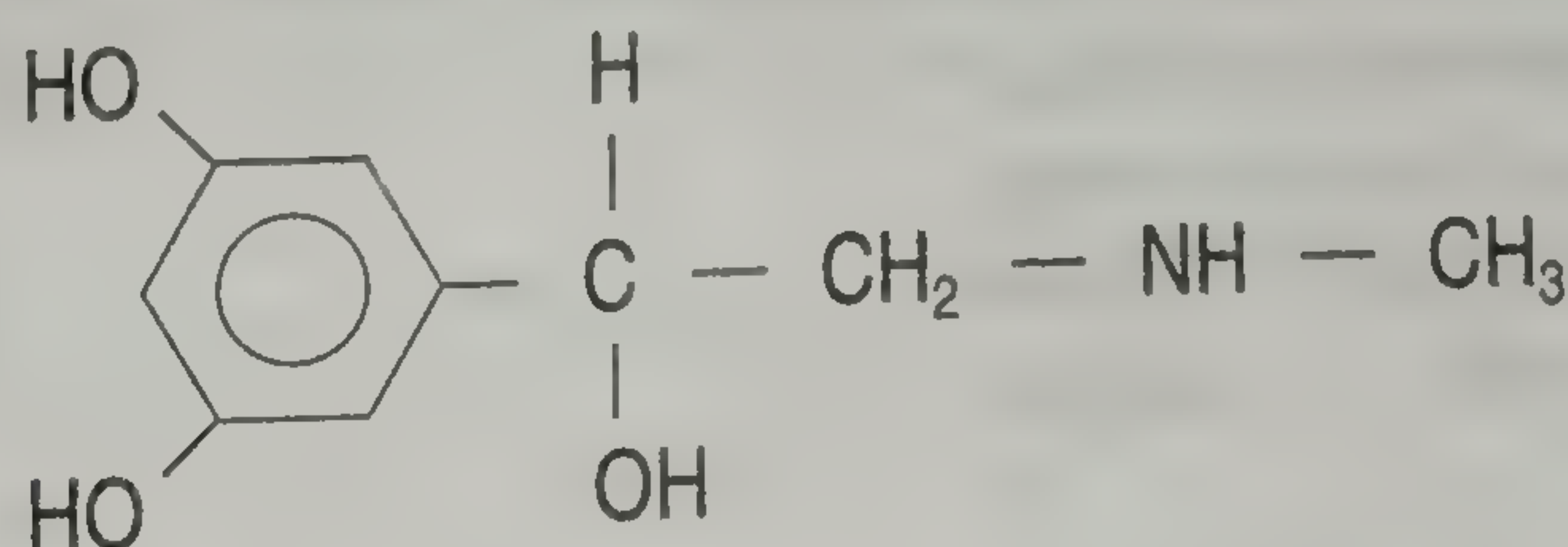
e) enol.

c) cetona.

32. (Vunesp-SP) Aldeídos, éteres, ácidos carboxílicos e amidas apresentam, respectivamente, os seguintes grupos funcionais:



33. (Faculdade da Zona Leste-SP) A adrenalina elaborada nas glândulas supra-renais dos animais tem fórmula:



e apresenta grupos funcionais de:

a) fenol, álcool e amina.

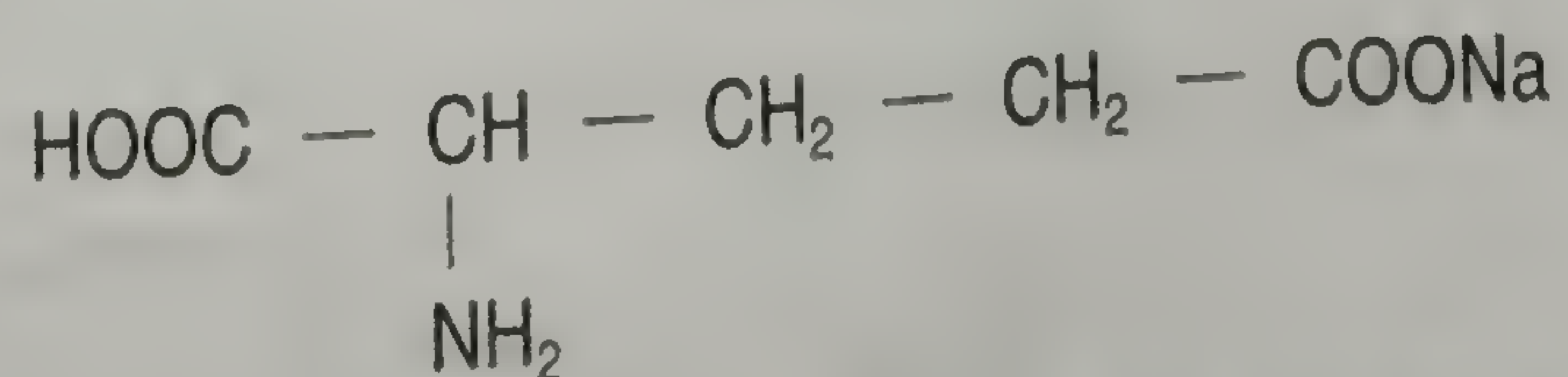
b) fenol, aldeído e amina.

c) álcool, aldeído e amida.

d) álcool, cetona e amina.

e) ácido carboxílico, éter e amida.

34. (USJT-SP) Alguns compostos são muito utilizados para intensificar o sabor de carnes enlatadas, frangos, carnes congeladas e alimentos ricos em proteínas. Por exemplo:



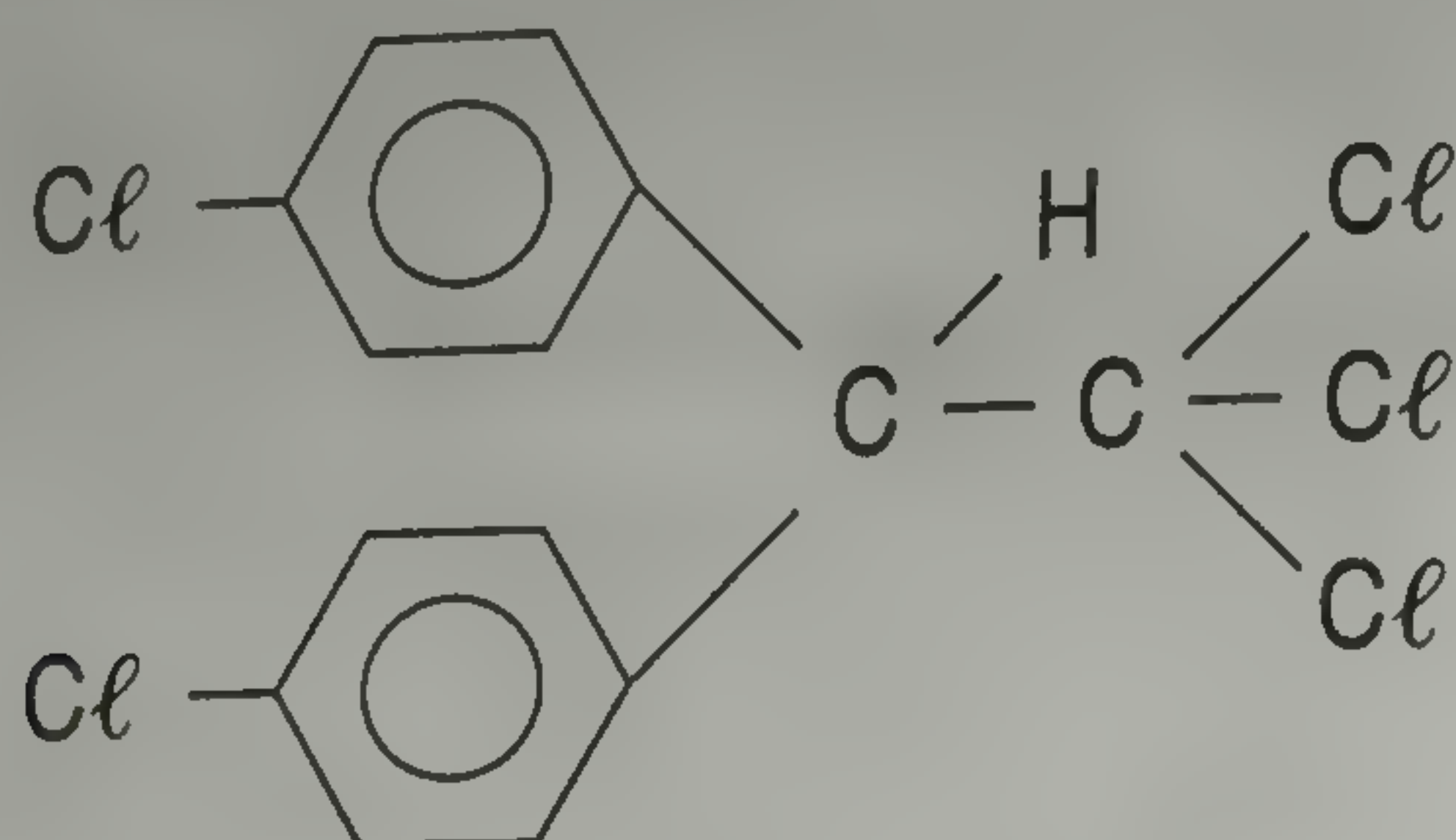
Esse composto não contribui, por si só, com o sabor. Sua função é explicada por meio de duas teorias:

- estimula a atividade das papilas do gosto;
- aumenta a secreção celular.

Quais as funções orgânicas existentes no composto acima?

- a) amida, amina e ácido
- b) anidrido de ácido e sal orgânico
- c) amina, ácido carboxílico e sal orgânico
- d) amida, ácido carboxílico e sal orgânico
- e) amida, ácido orgânico e éster de ácido

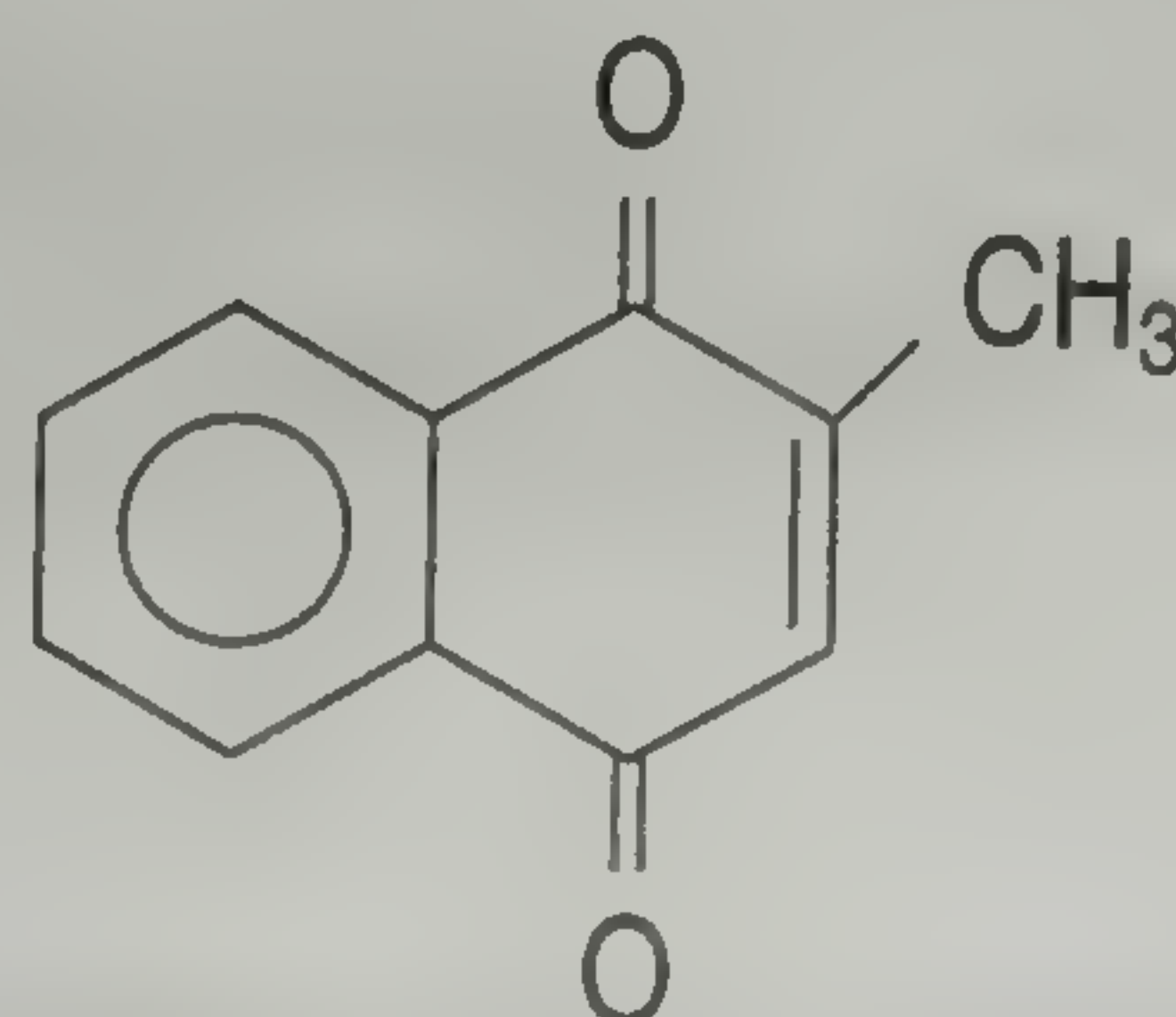
35. O inseticida DDT apresenta fórmula estrutural:



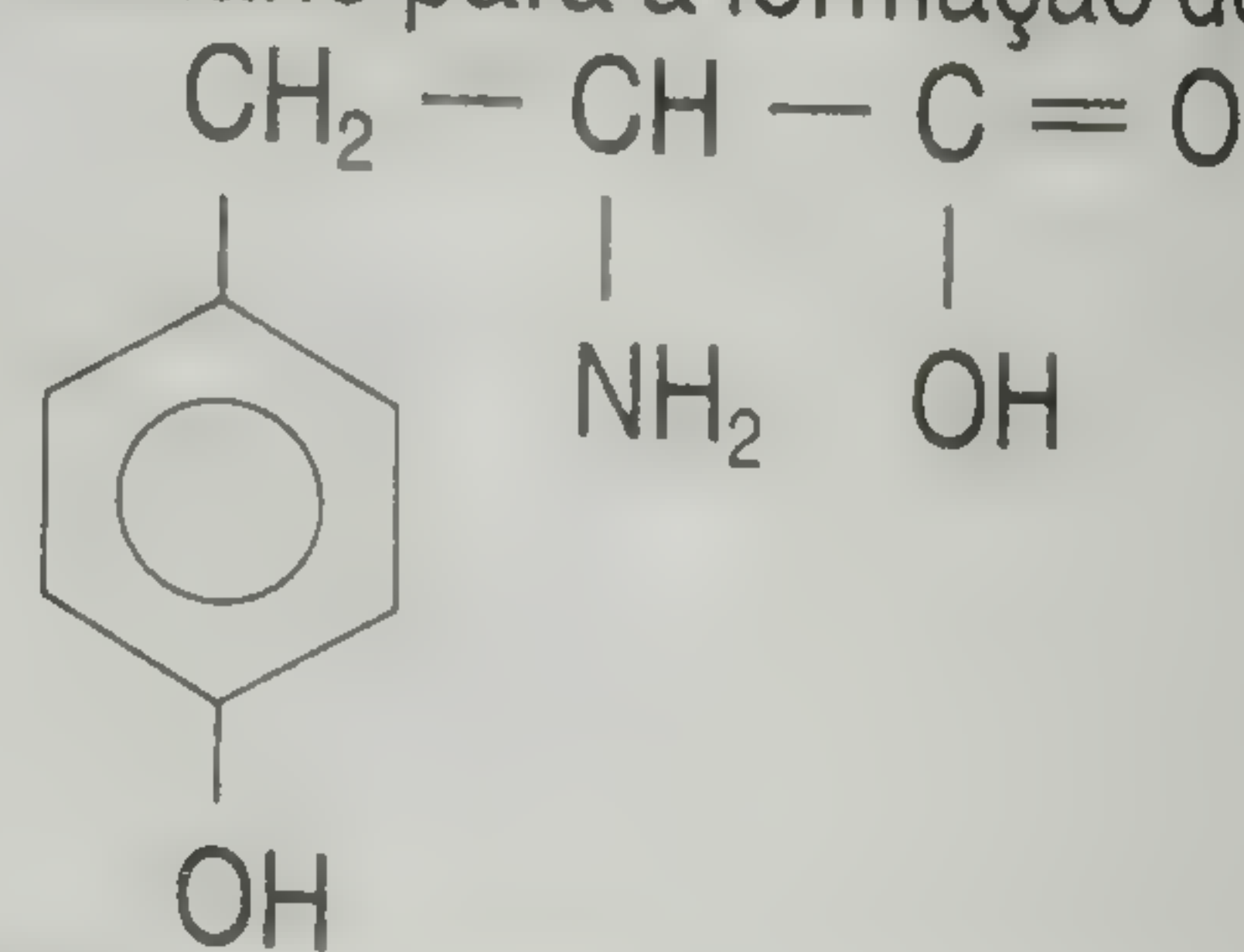
Escreva sua fórmula molecular e a função orgânica a que pertence.

36. (Fuvest-SP) Na vitamina K₃, reconhece-se o grupo funcional:

- a) ácido carboxílico
- b) aldeído
- c) éter
- d) fenol
- e) cetona



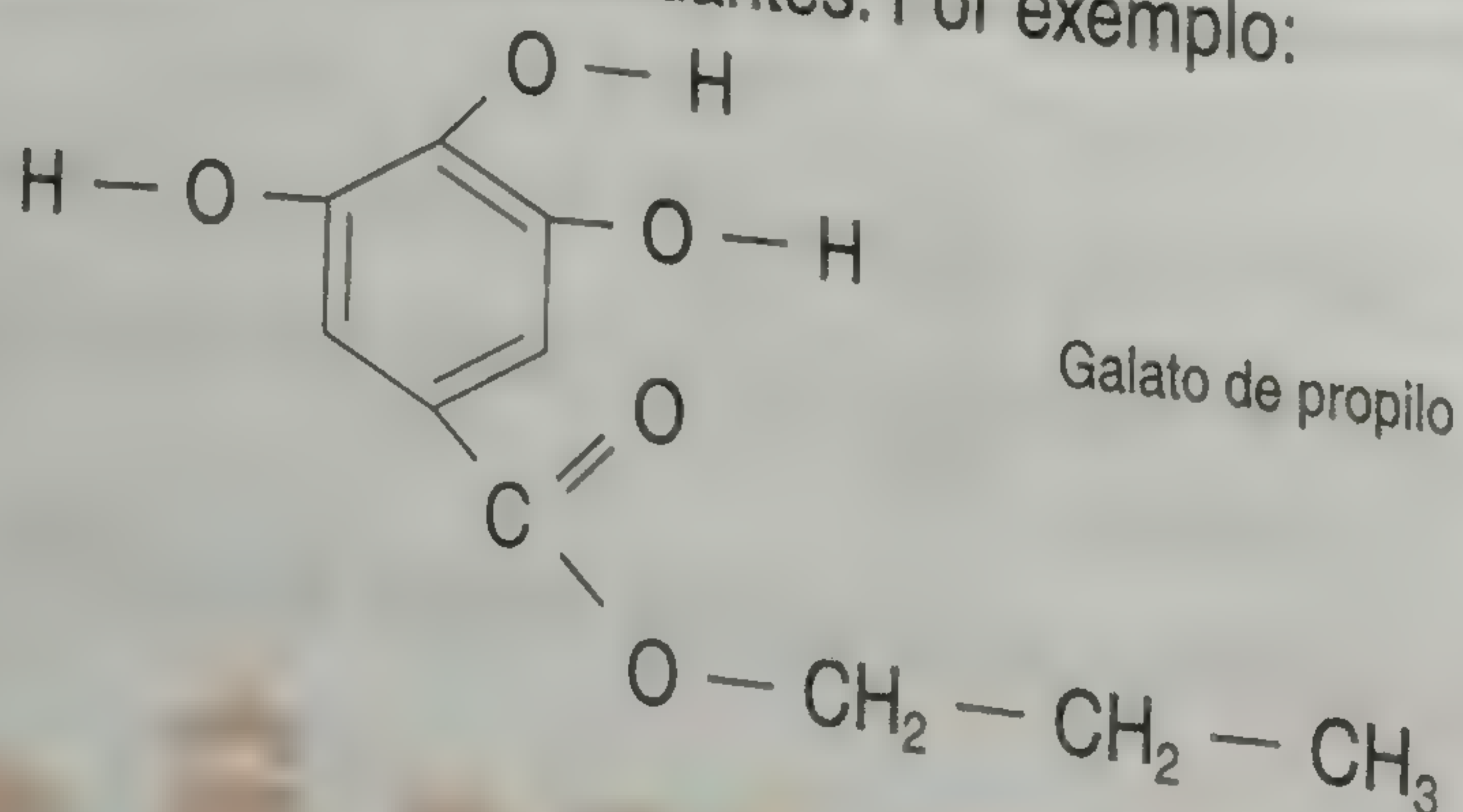
37. (Unesp-SP) A molécula de tirosina é utilizada pelo corpo humano para a formação de várias outras moléculas e, entre elas, algumas responsáveis pela transmissão de sinais de uma célula nervosa a outra. A fórmula estrutural da tirosina está representada ao lado.



Os grupos funcionais presentes nessa molécula são:

- a) fenol, anilina e aldeído.
- b) álcool, amida e cetona.
- c) fenol, amina e ácido.
- d) álcool, amina e ácido.
- e) fenol, amina e aldeído.

38. (USJT-SP) Algumas substâncias são adicionadas a certos alimentos que contêm óleos e gorduras (como as batatas fritas, toucinhos, margarinas, manteigas etc.), com a finalidade de impedirem as suas oxidações no ar, produzindo compostos com sabores rançosos. Essas substâncias são denominadas antioxidantes. Por exemplo:



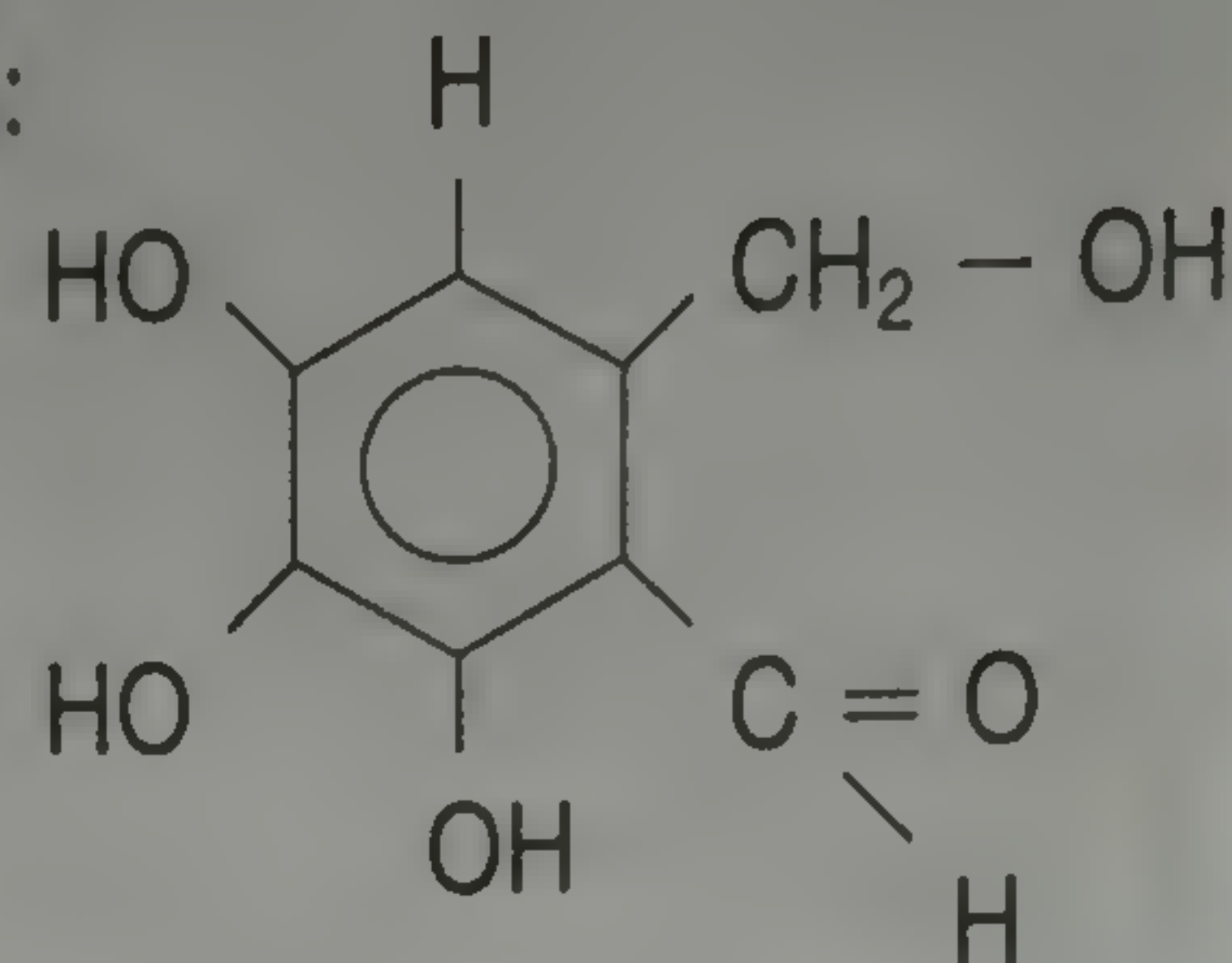
QUÍMICA ORGÂNICA

Quais as funções orgânicas presentes no composto acima?

- a) Enol, álcool
- b) Enol, éter
- c) Fenol, éster
- d) Álcool, éster
- e) Éter, álcool

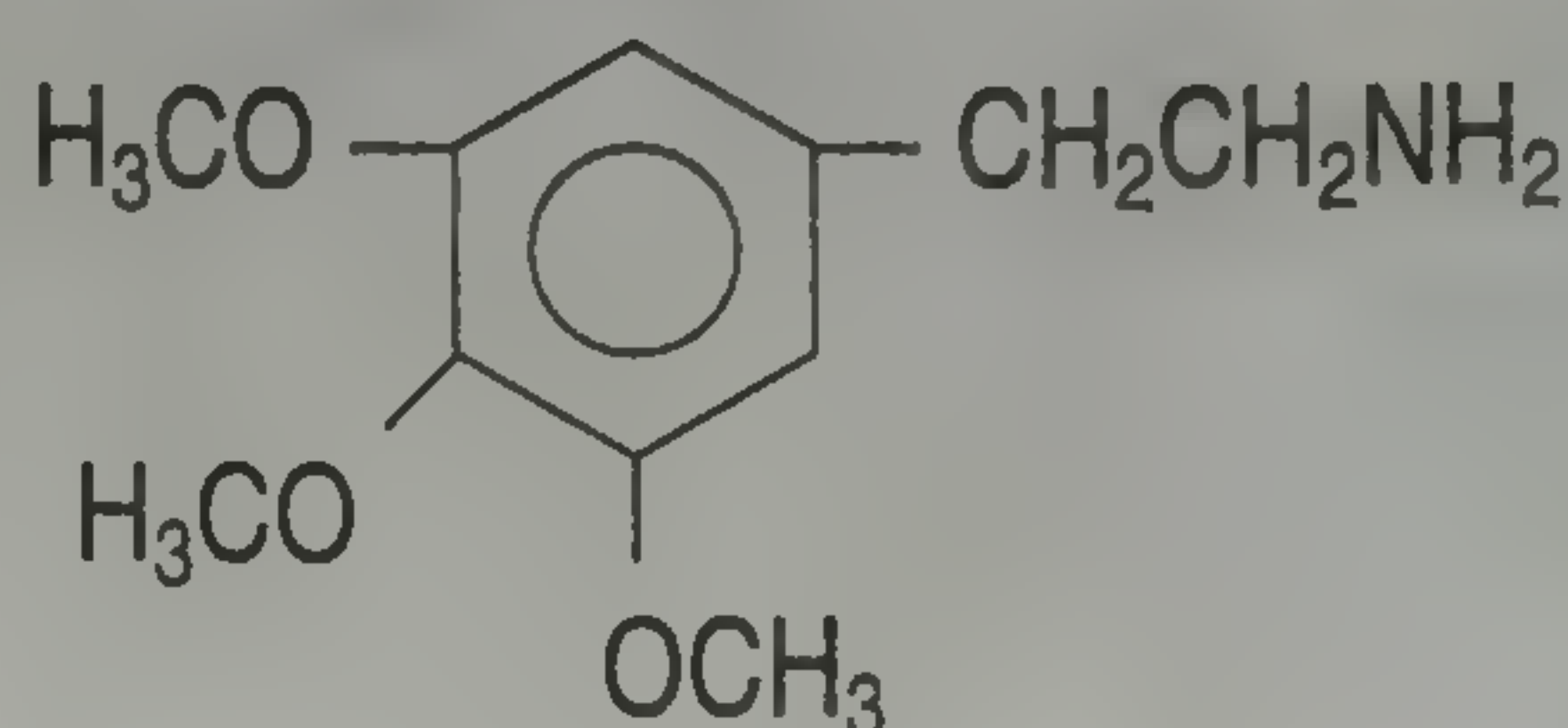
39. (Fuvest-SP) O bactericida Fomecin A, cuja fórmula estrutural é:

- a) ácido carboxílico e fenol.
- b) álcool, fenol e éter.
- c) álcool, fenol e aldeído.
- d) éter, álcool e aldeído.
- e) cetona, fenol e hidrocarboneto.

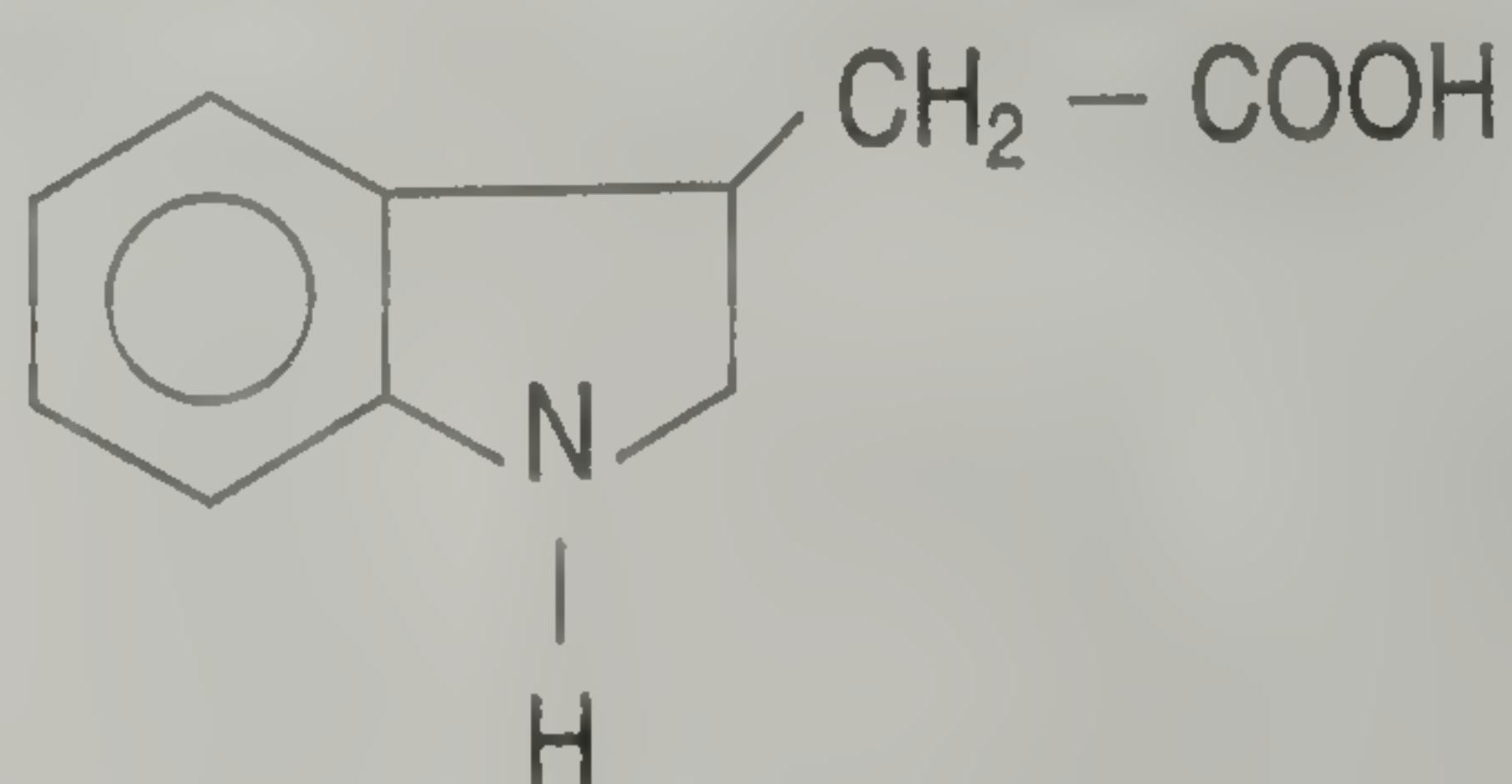


40. (FMU/FIAM-SP) Abaixo encontra-se a fórmula estrutural da mescalina, uma droga alucinógena encontrada em certos cactos. Nessa molécula identifica(m)-se o(s) grupo(s):

- I – amina
- II – éter
- III – éster
- a) Somente a afirmativa I é correta.
- b) Somente a afirmativa II é correta.
- c) Somente a afirmativa III é correta.
- d) Somente as afirmativas I e II são corretas.
- e) As afirmativas I, II e III são corretas.



41. (USJT-SP) As auxinas correspondem a um grupo de substâncias que agem no crescimento das plantas e controlam muitas outras atividades fisiológicas. Foram os primeiros hormônios descobertos nos vegetais. A auxina natural do vegetal é o ácido indolil acético (A.I.A.), um composto orgânico simples, com a seguinte fórmula estrutural:



Qual é a sua fórmula molecular?

- a) $C_{10}H_{11}O_2N$
- b) $C_{10}H_{11}NO$
- c) $C_{10}H_9NO_2$
- d) $C_{11}H_8ON$
- e) $C_{10}H_{10}ON$

QUÍMICA ORGÂNICA

A partir do veneno da formiga, o homem obtém o ácido metabólico, mais conhecido como ácido fórmico (com



QUÍMICA ORGÂNICA

25

Funções orgânicas: regras de nomenclatura

Gás do pântano, vinagre, álcool, formol, acetona, vanilina e aspargina são nomes usualmente empregados para certas substâncias orgânicas, que não dão informações sobre a estrutura e a função a que elas pertencem, nos dificultando a sua identificação.

Por esse motivo, e também devido ao grande número de compostos e funções orgânicas existentes, surgiu a necessidade de se estabelecer uma nomenclatura que pudesse revelar a substância e sua fórmula estrutural.

As normas para nomenclatura oficial são dadas pela *International Union of Pure and Applied Chemistry* (IUPAC).

Alguns compostos que apresentam nome muito extenso são conhecidos pelas suas iniciais: TNT, trinitrotolueno (explosivo); BHC, hexaclorobenzeno (inseticida); DDT, diclorodifenil-tricloroetano (inseticida); AAS, ácido acetilsalicílico (medicamento); ATP, adenosina trifosfato (molécula armazenadora de energia); PVC, cloreto de polivinila (plástico).

Regras gerais de nomenclatura oficial

Vamos considerar os compostos orgânicos divididos em dois grupos: os de cadeia normal e os de cadeia ramificada.

Compostos de cadeia normal

Os nomes, em geral, estão relacionados com o número de átomos de carbono presentes, com os tipos de ligação entre os carbonos e com a função a que pertence o composto.

Essas características são indicadas respectivamente por meio de um prefixo, da parte central e de um sufixo.

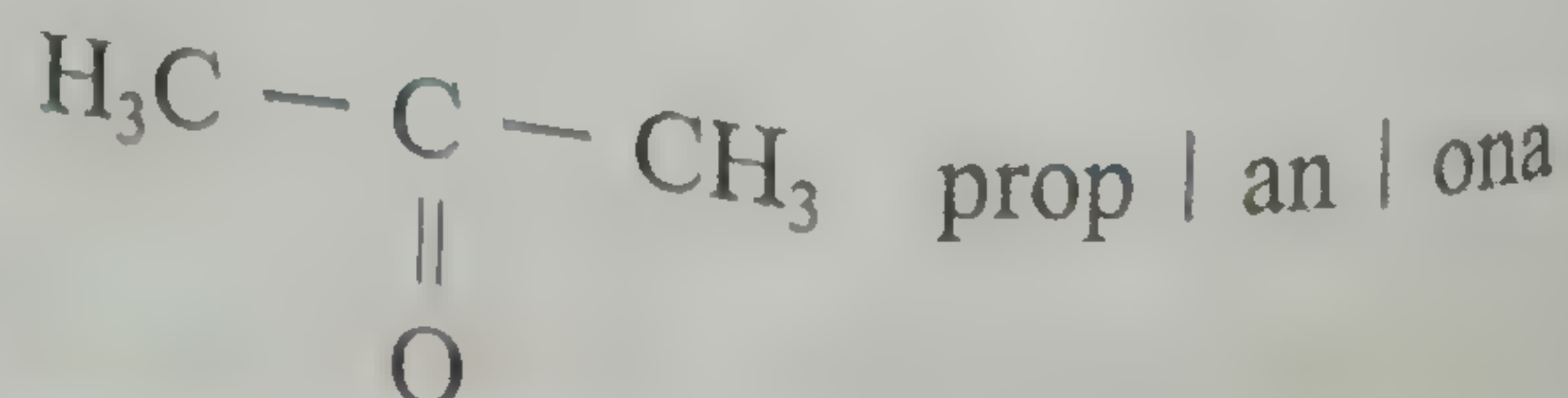
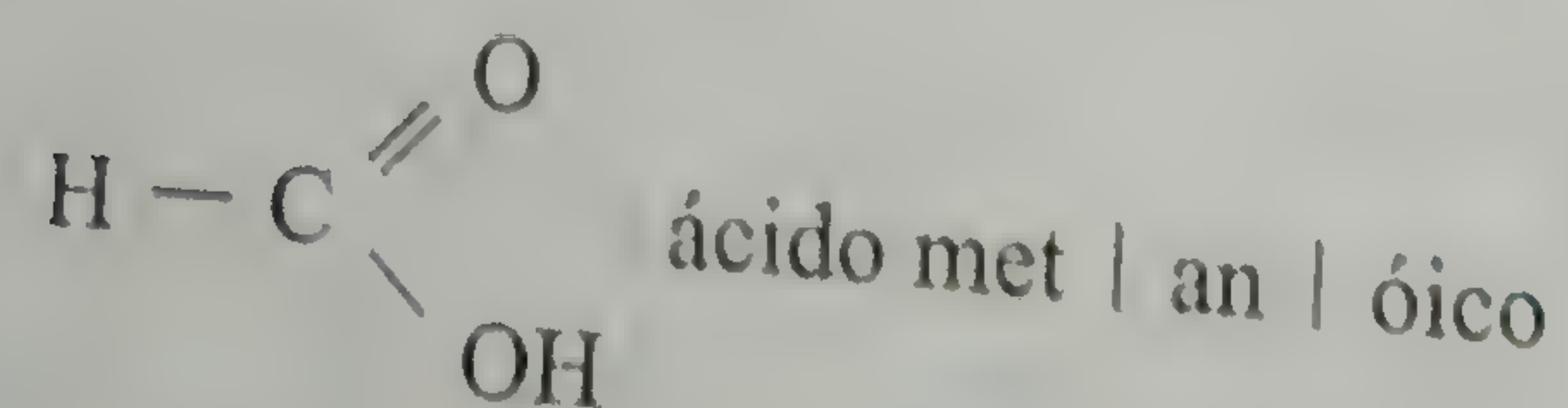
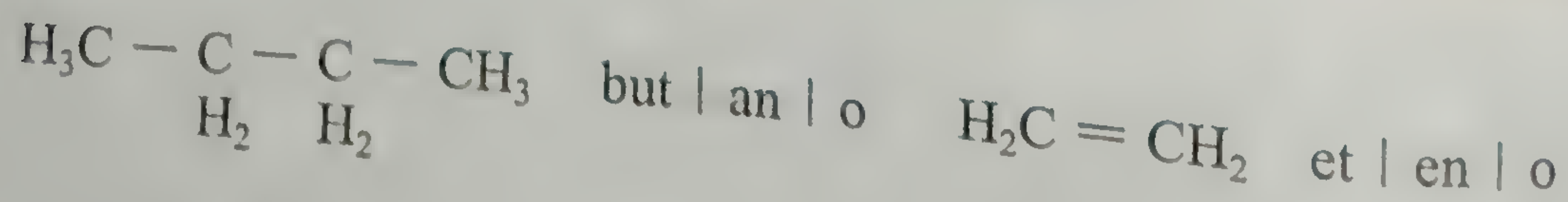
Há prefixos próprios para indicar a presença de 1 a 4 átomos de carbono nas substâncias; acima de 4 átomos de C os prefixos empregados são de origem grega ou latina.

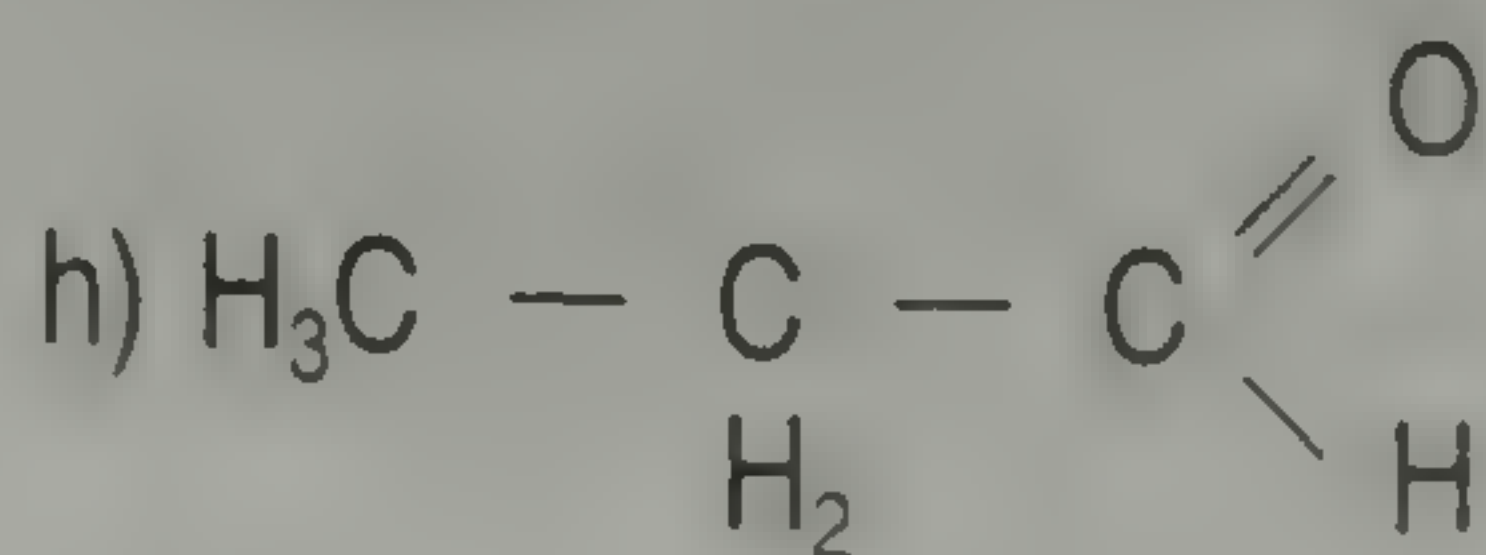
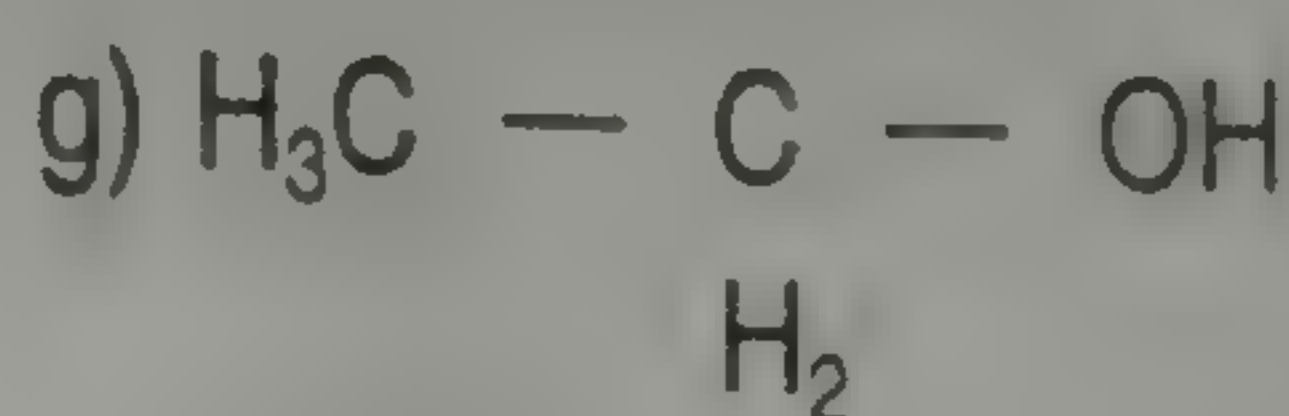
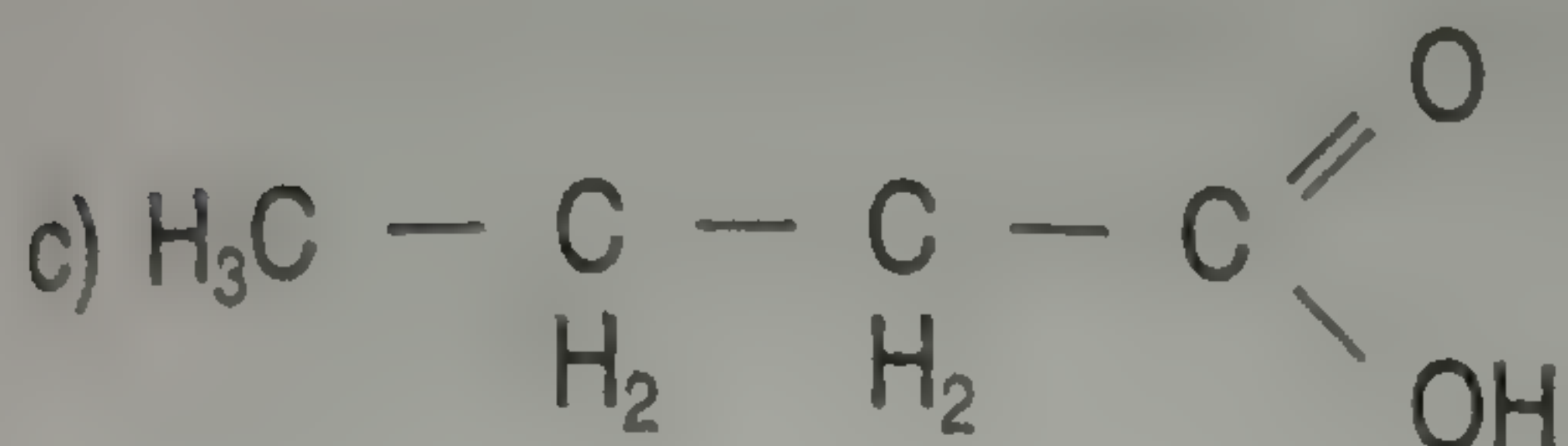
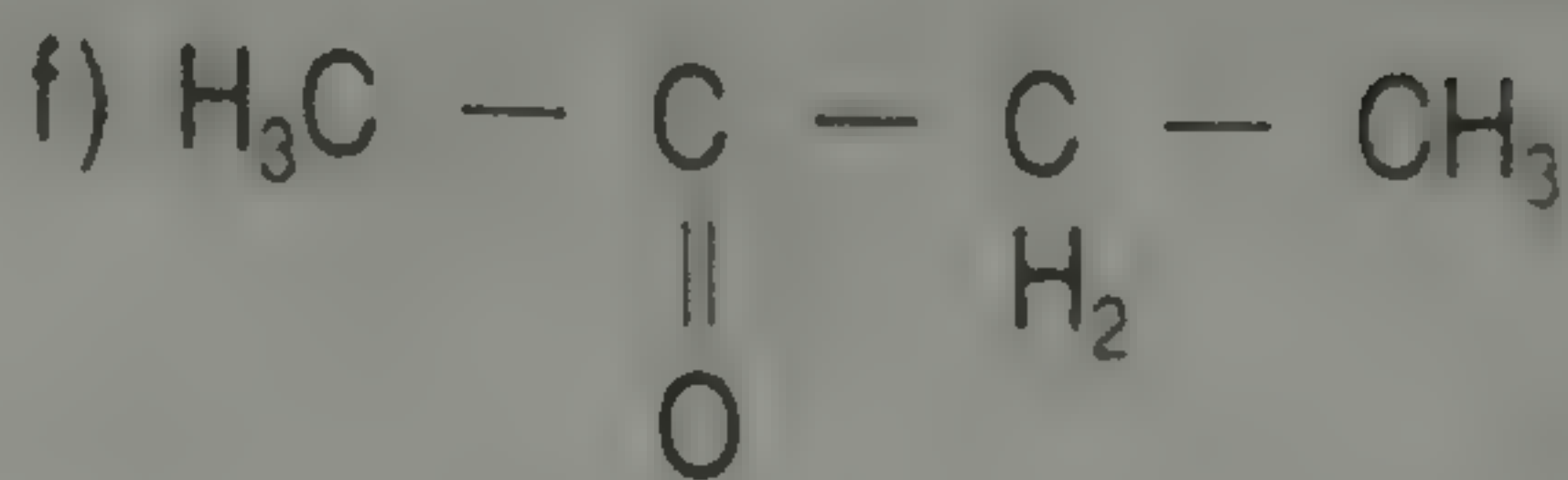
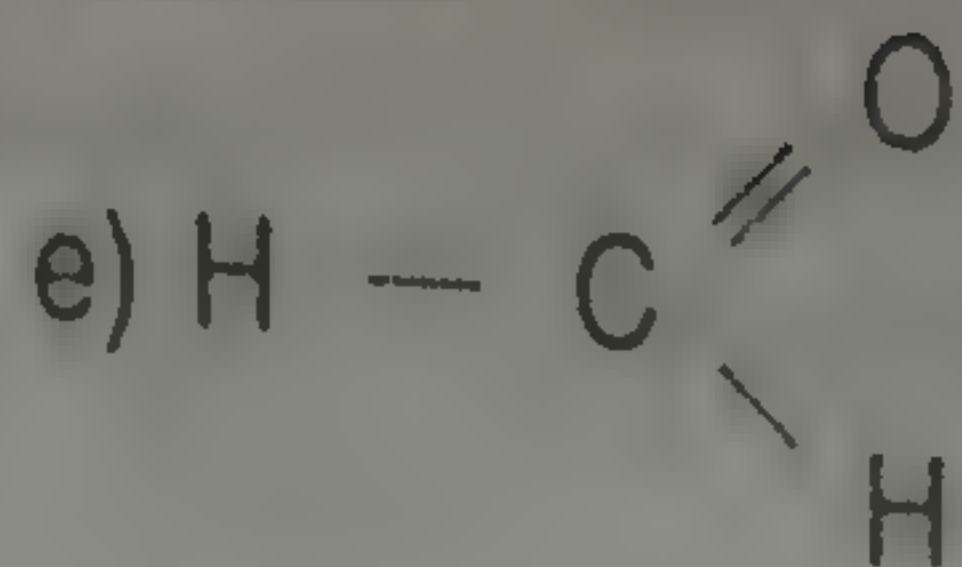
A parte central do nome indica se a cadeia carbônica é saturada ou insaturada e o número e tipo de insaturações.

O sufixo, geralmente, indica a função orgânica a que pertence a substância.

Nº DE ÁTOMOS DE C (PREFIXO)		SATURAÇÃO OU INSATURAÇÃO DA CADEIA (PARTE CENTRAL)		TERMINAÇÃO CARACTERÍSTICA DA FUNÇÃO (SUFIXO)	
1 C	met	saturada	an	hidrocarboneto	o
2 C	et	1 dupla	en	álcool	ol
3 C	prop	2 duplas	dien	aldeído	al
4 C	but	1 tripla	in	cetona	ona
5 C	pent			ácido carboxílico	óico
6 C	hex			ésteres	ato
7 C	hept			sais orgânicos	ato
8 C	oct				
9 C	non				
10 C	dec				

Exemplos:



$$a) \text{H}_3\text{C} - \underset{\text{H}_2}{\text{C}} - \underset{\text{H}_2}{\text{C}} - \underset{\text{H}_2}{\text{C}} - \text{CH}_3$$


a) metano;

d) ácido etanoóico;

b) etino;

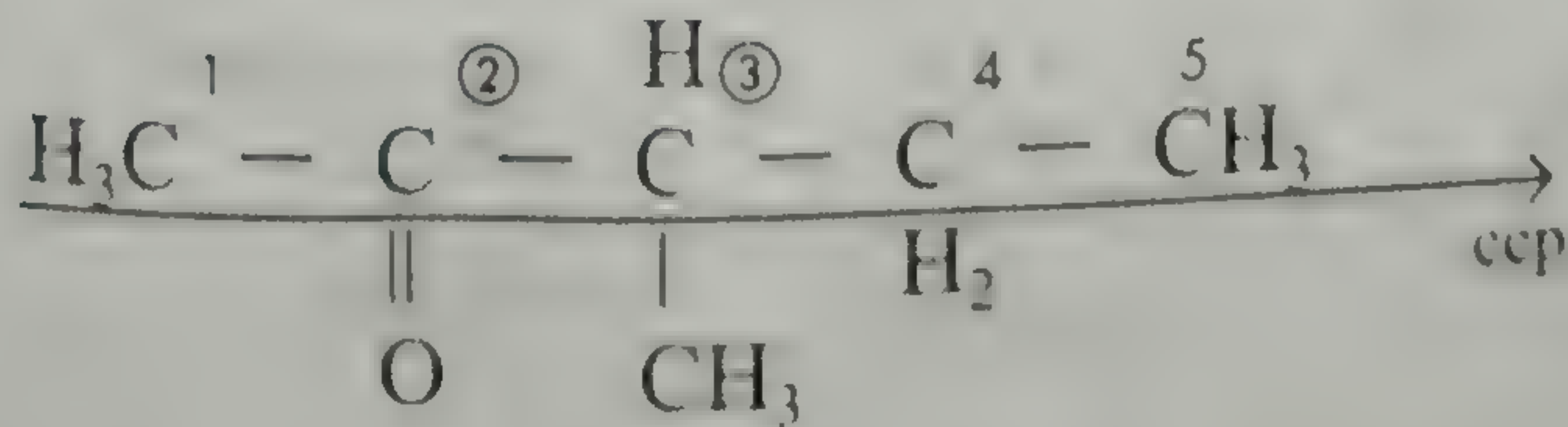
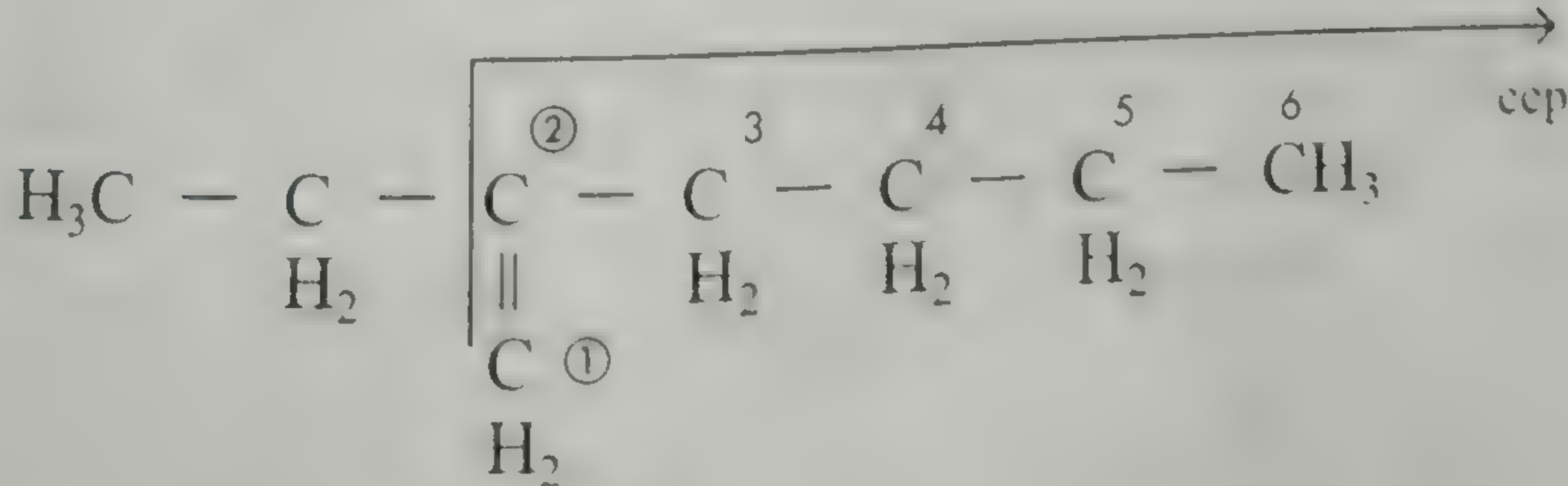
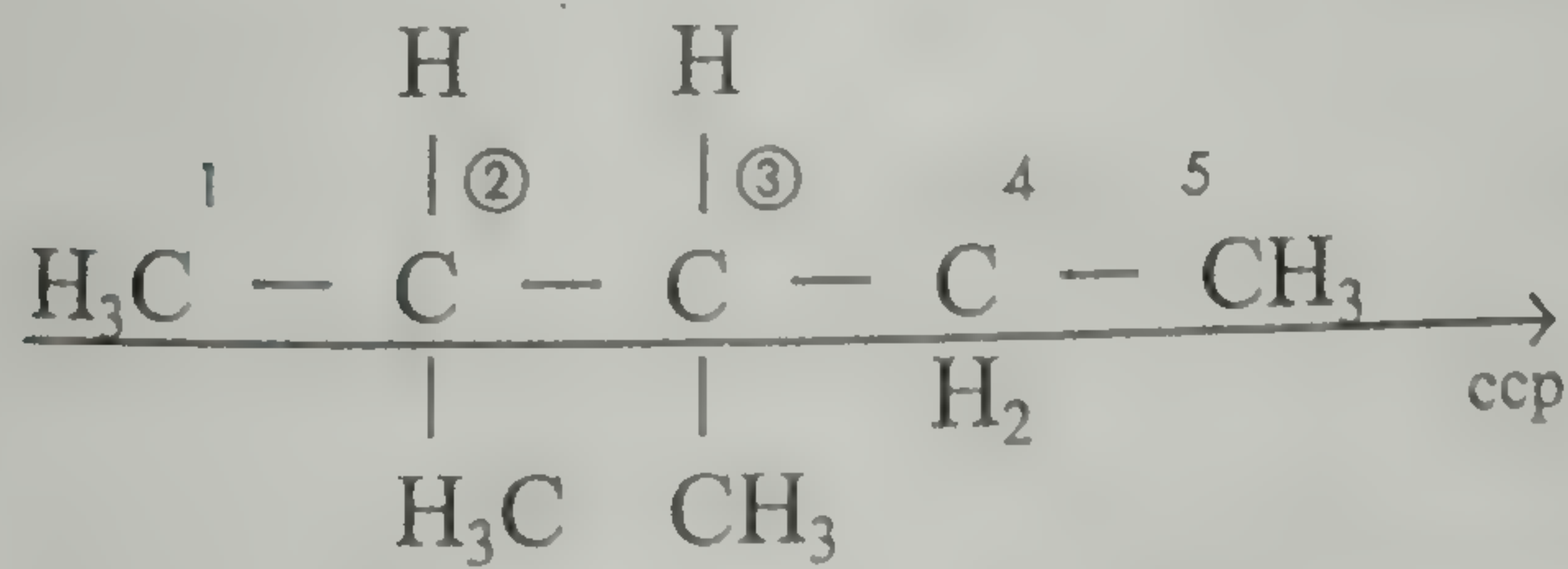
e) etanal.

c) metanol;

Nesses compostos, deve-se inicialmente identificar a cadeia carbônica principal (maior cadeia que contém o maior número de ramificações, a insaturação e o grupo funcional).

A localização das ramificações resulta da numeração da cadeia carbônica principal (ccp), iniciando-se pela extremidade mais próxima da insaturação ou do grupo funcional.

Exemplos:

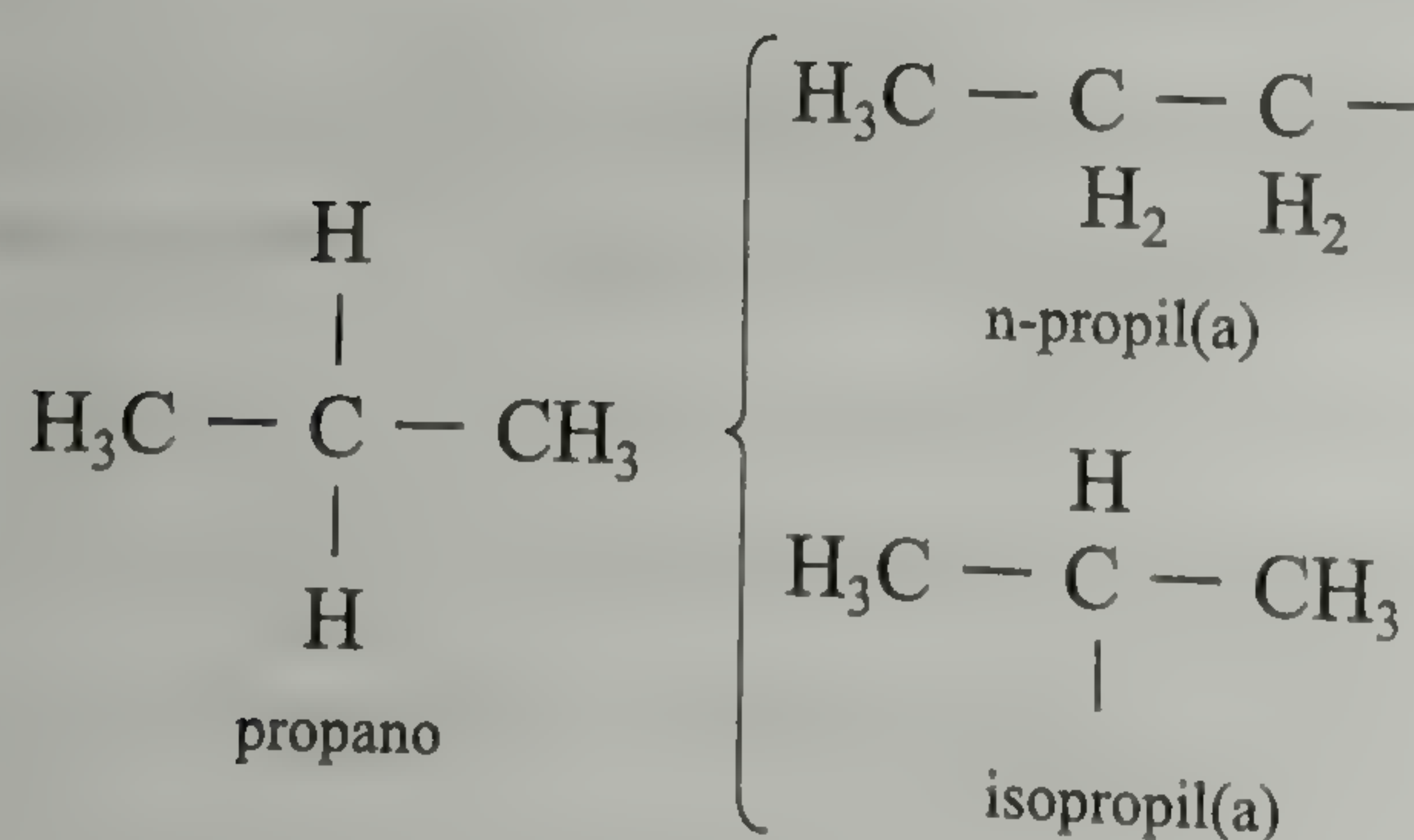
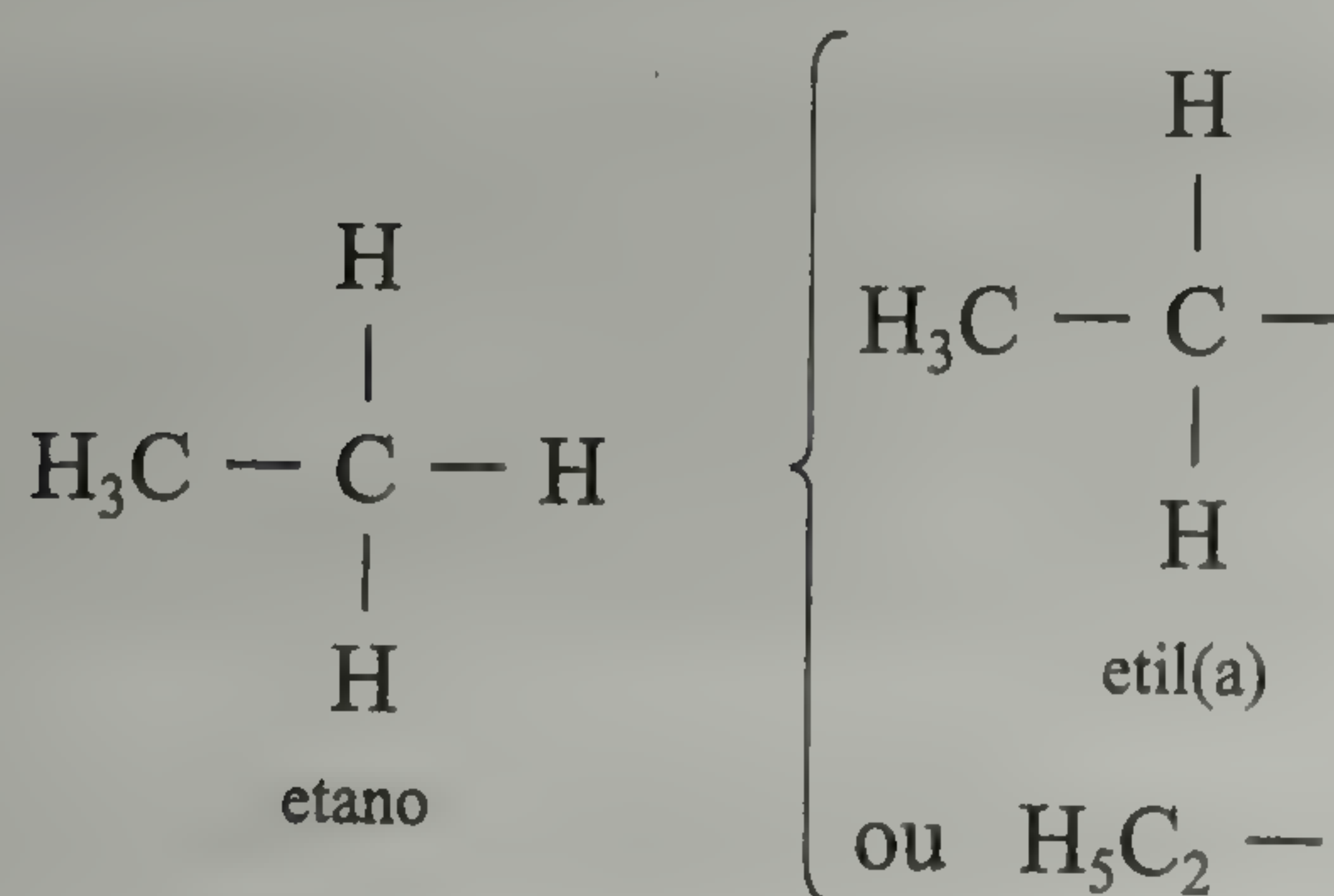
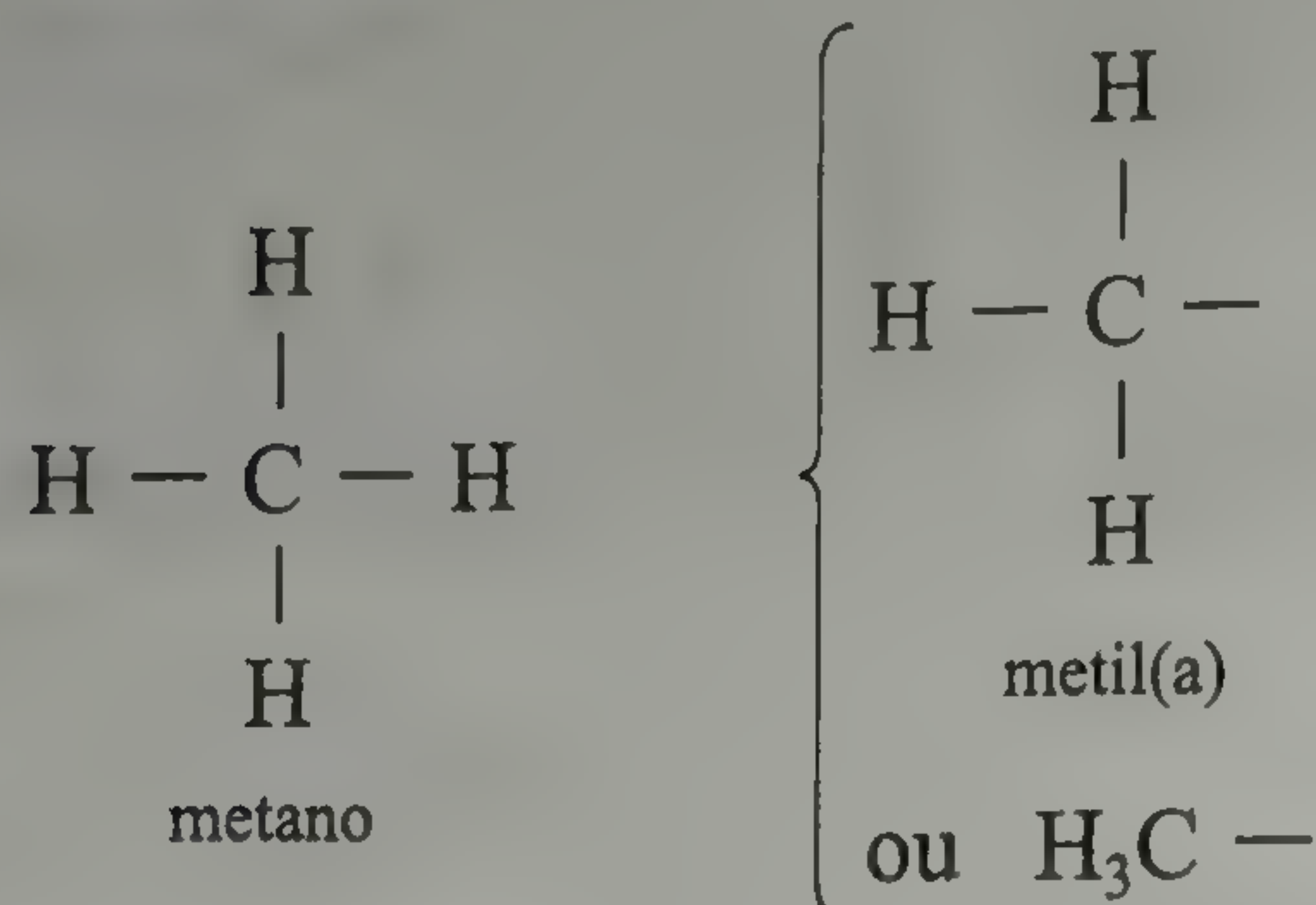


Radicais derivados de hidrocarbonetos

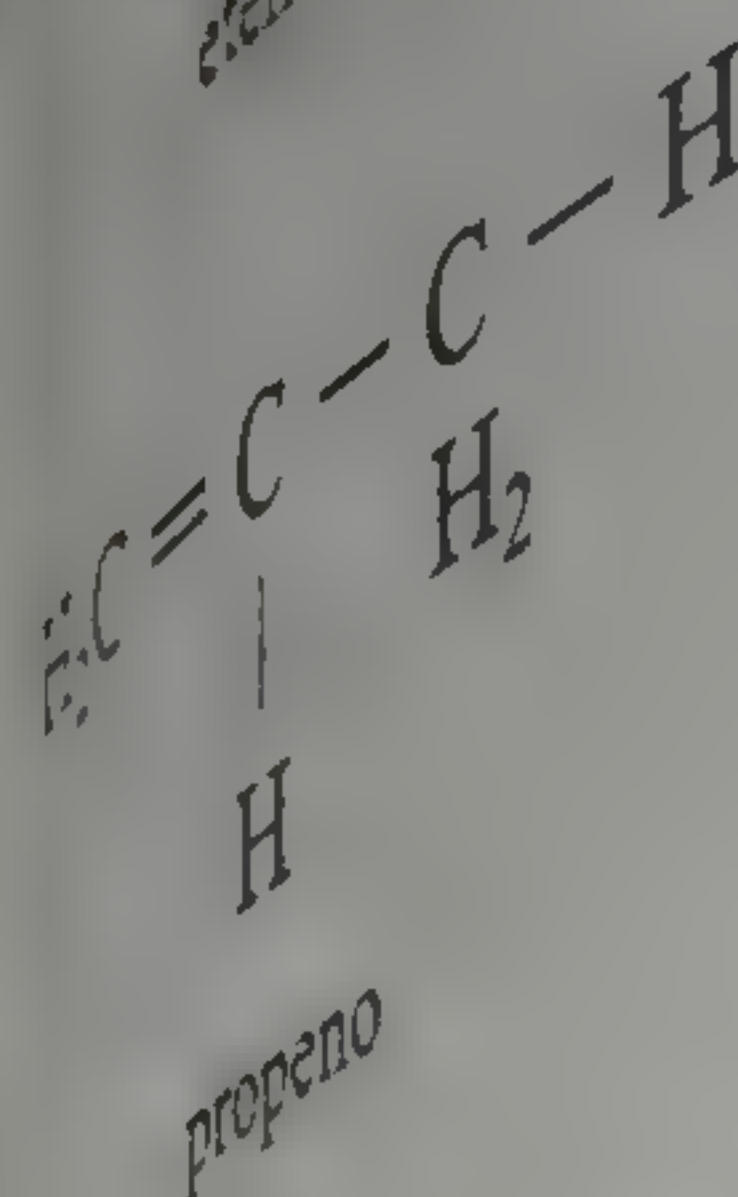
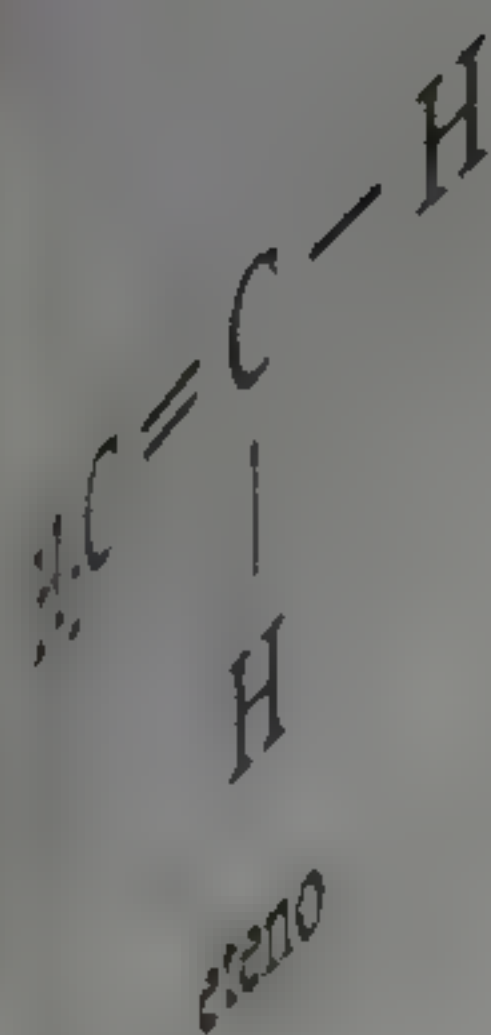
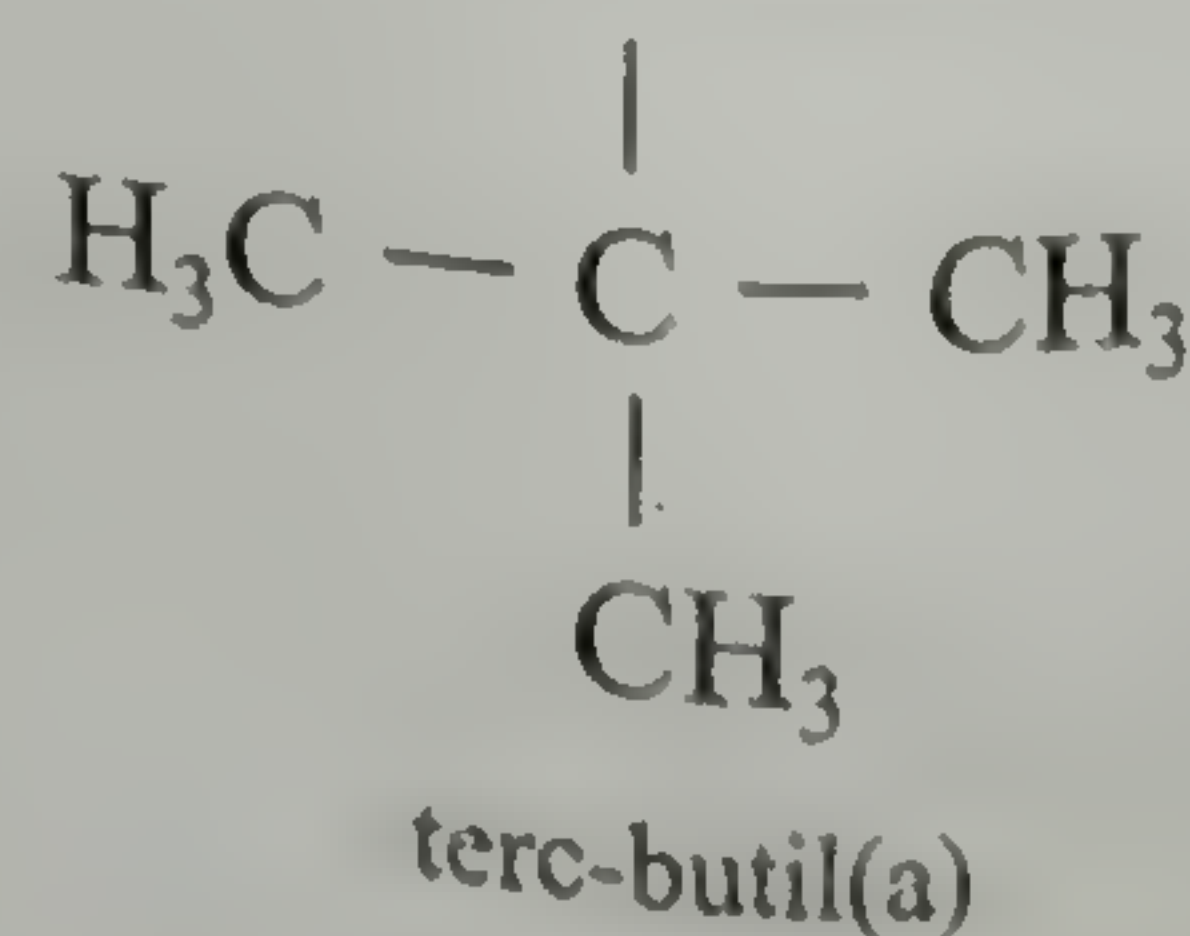
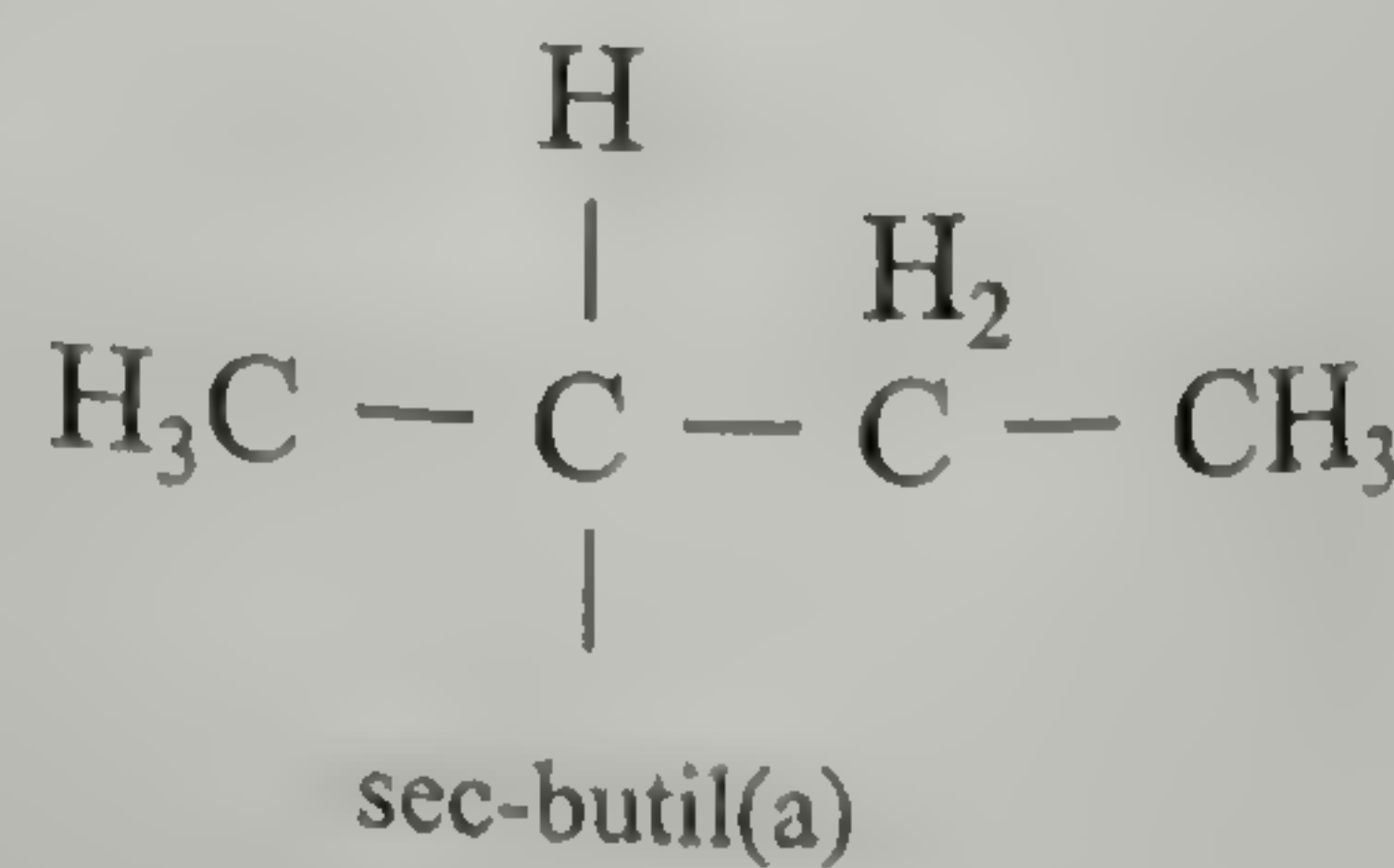
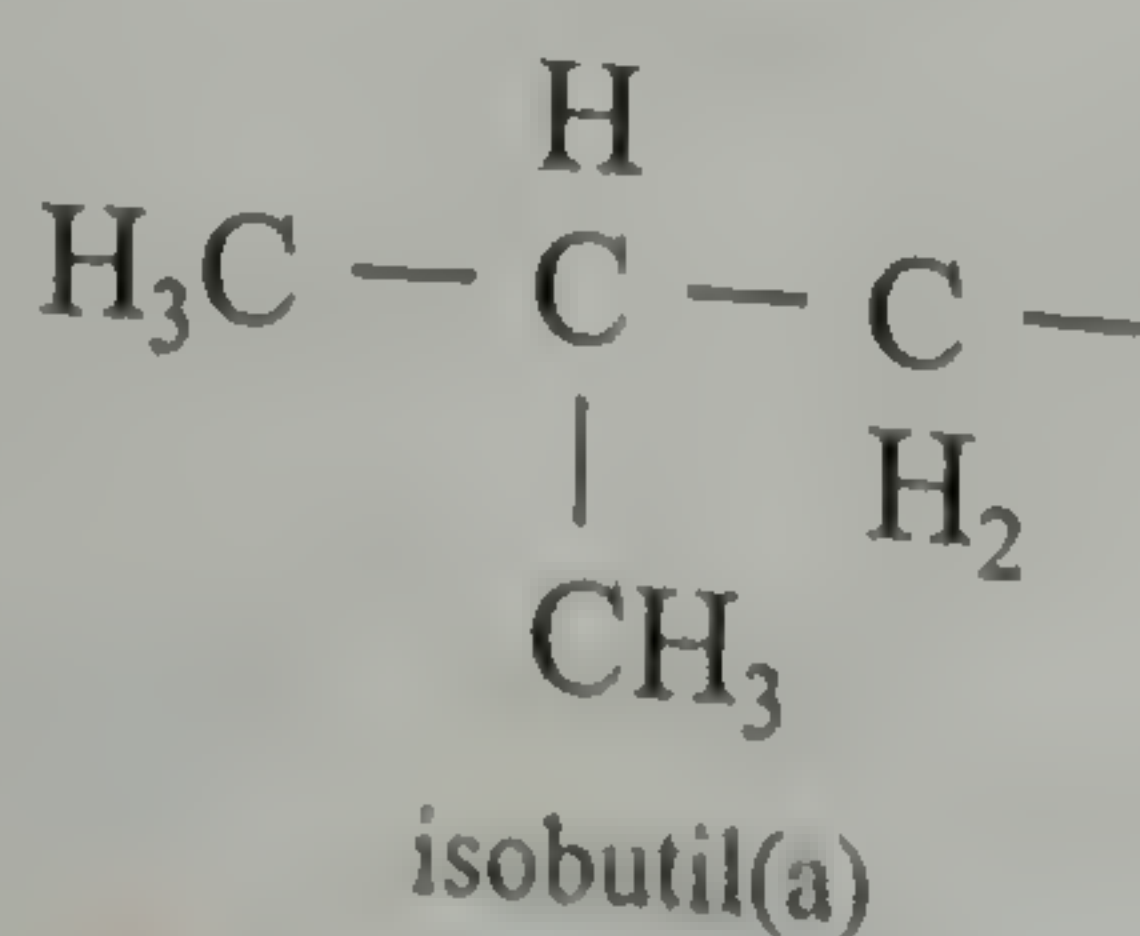
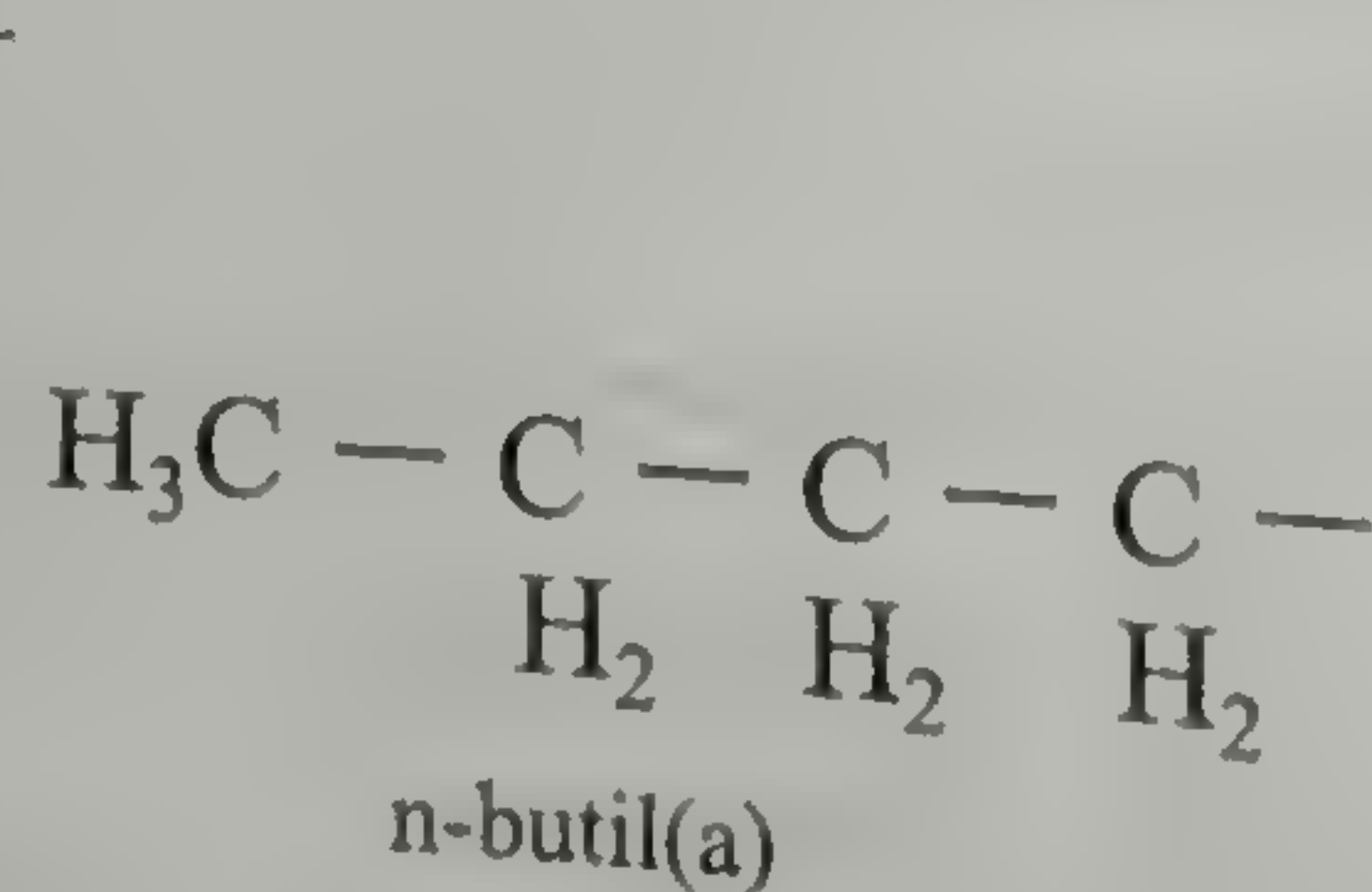
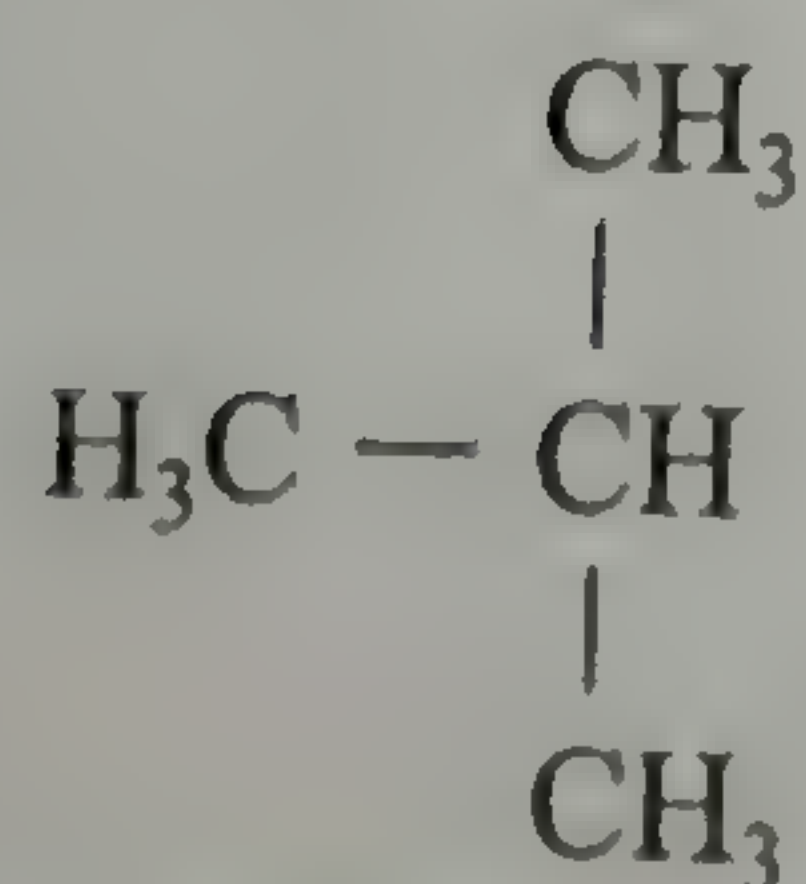
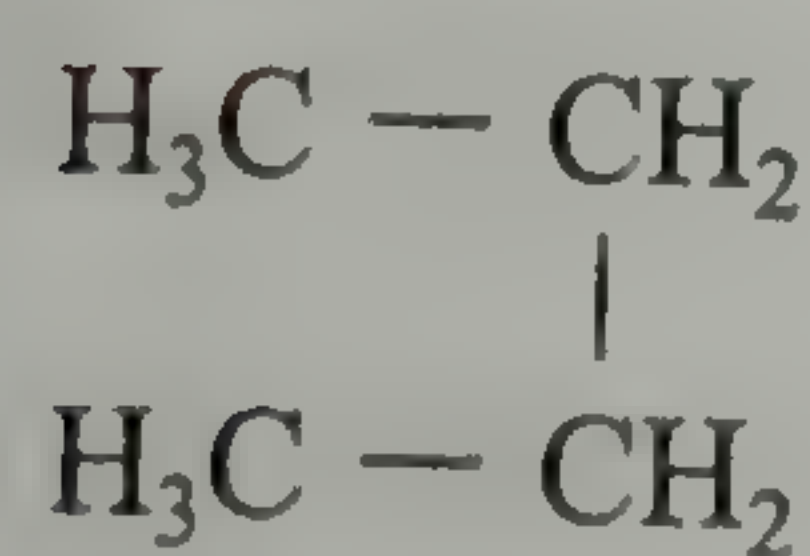
São grupos de átomos obtidos de um hidrocarboneto quando se retiram um ou mais átomos de hidrogênio. Assim se obtêm radicais monovalentes, bivalentes etc. Esses radicais constituem ramificações da cadeia carbônica principal.

Os radicais monovalentes obtidos de hidrocarbonetos não-aromáticos são denominados *alquila* ou *alcoila* (R—) e seu nome é derivado do hidrocarboneto correspondente, com terminação *il* ou *ila*.

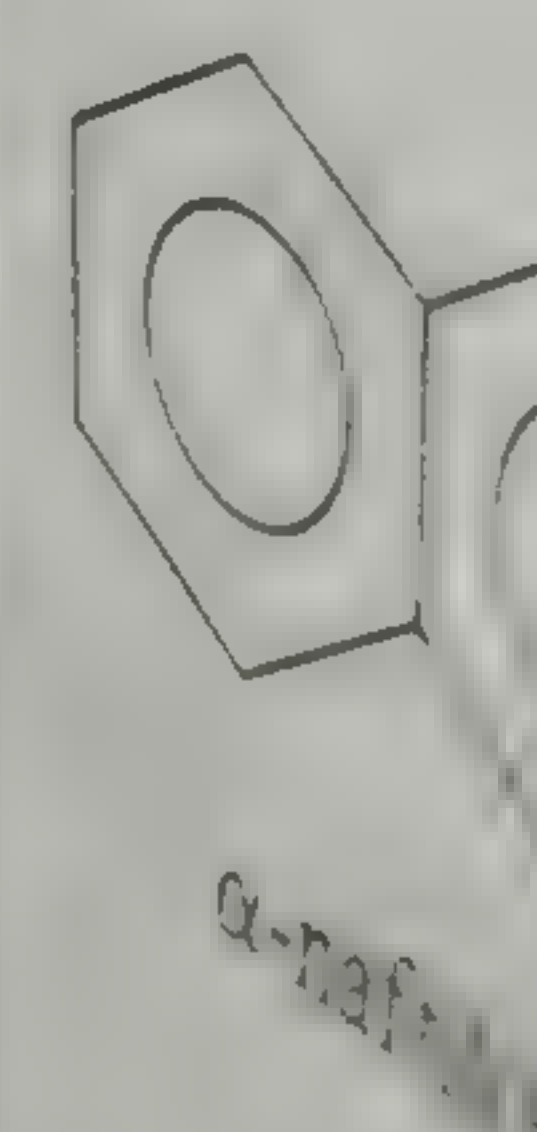
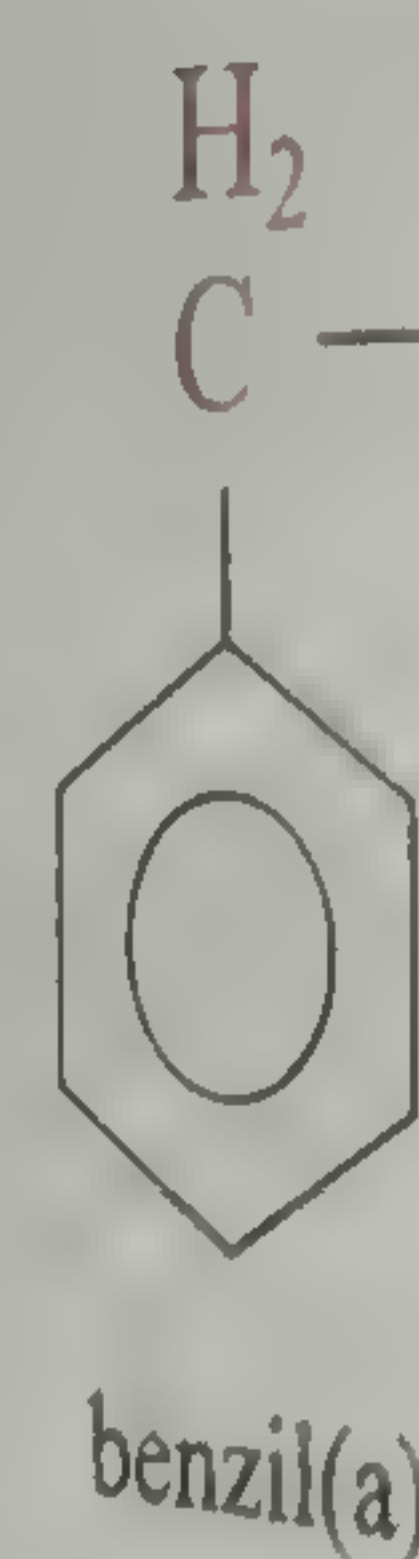
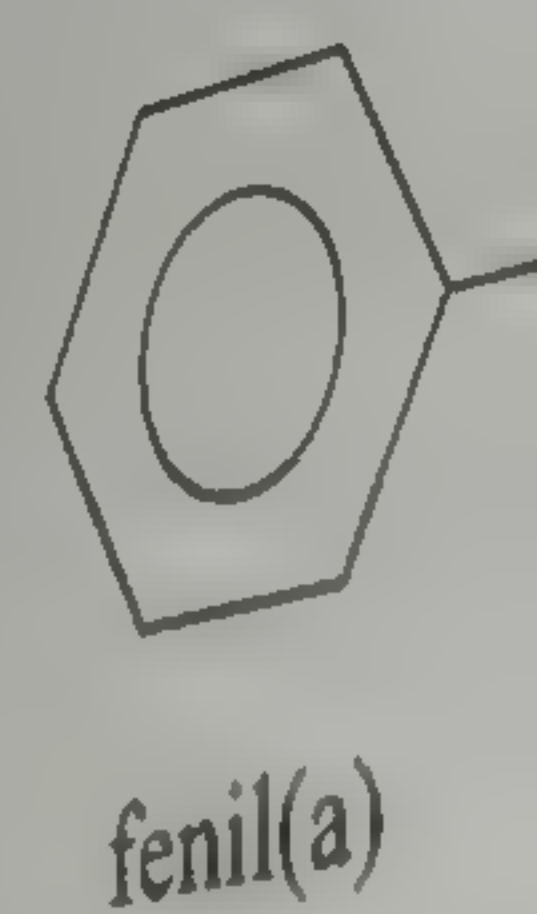
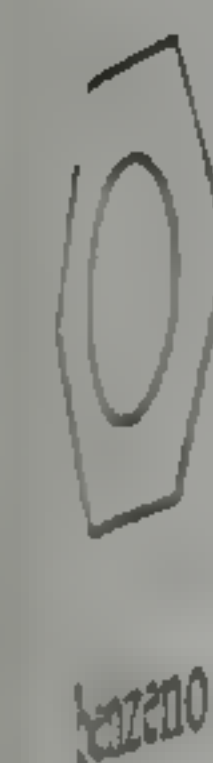
Exemplos:



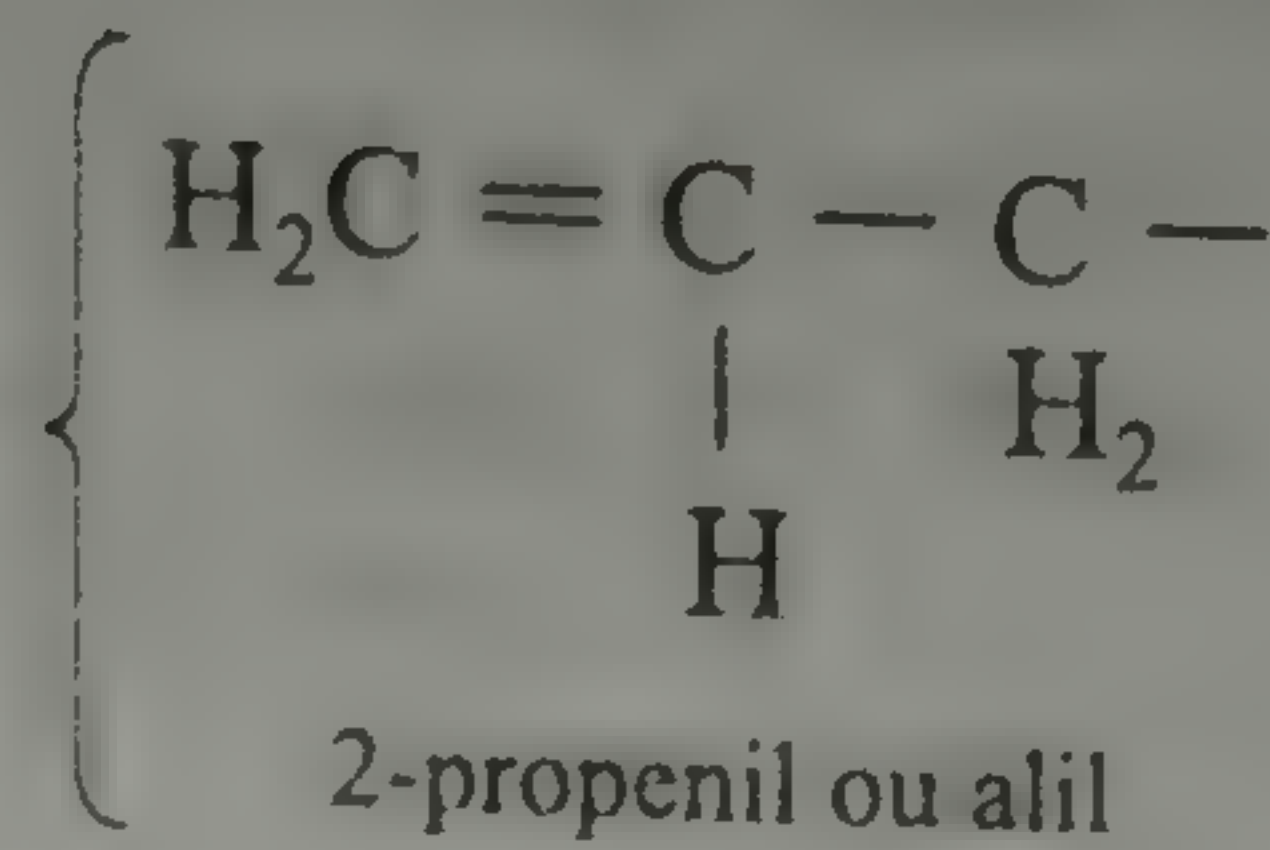
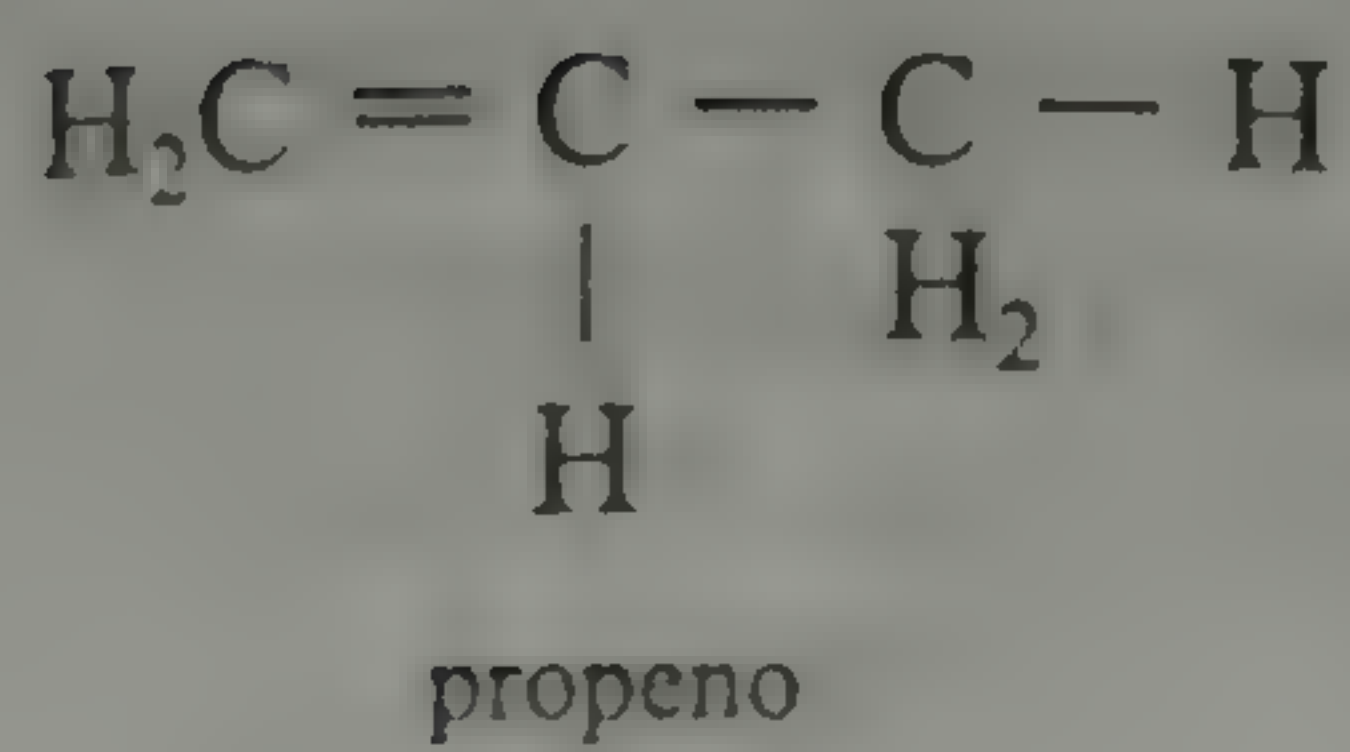
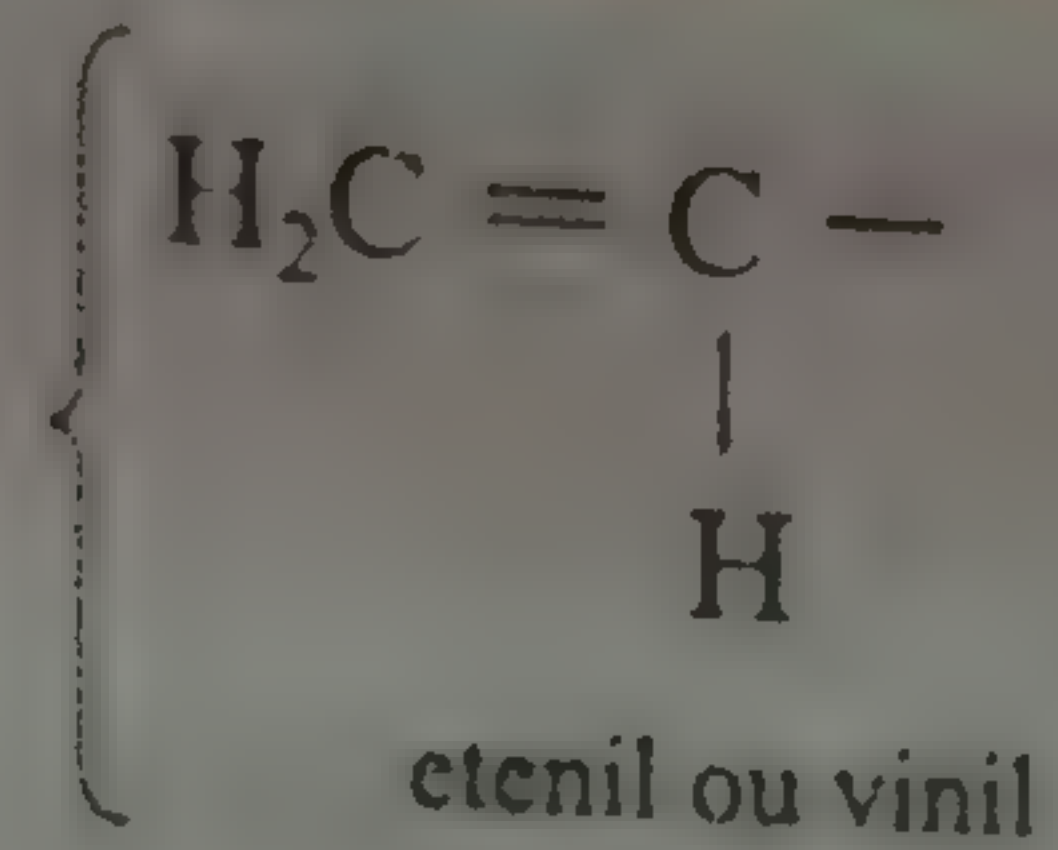
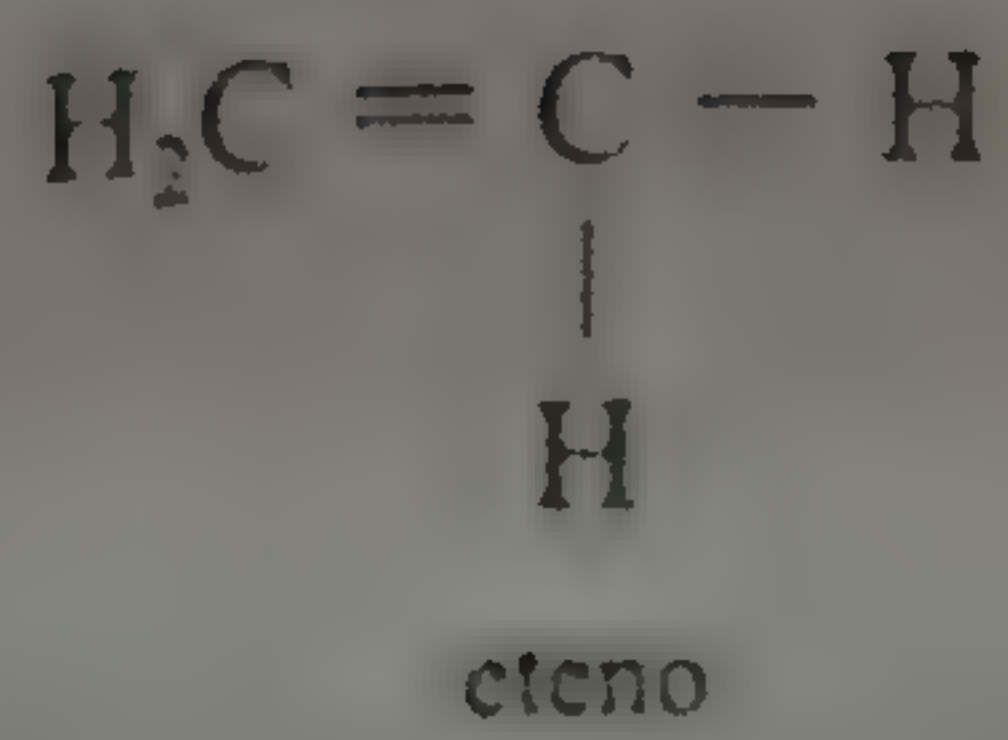
butanos:



Exemplos:

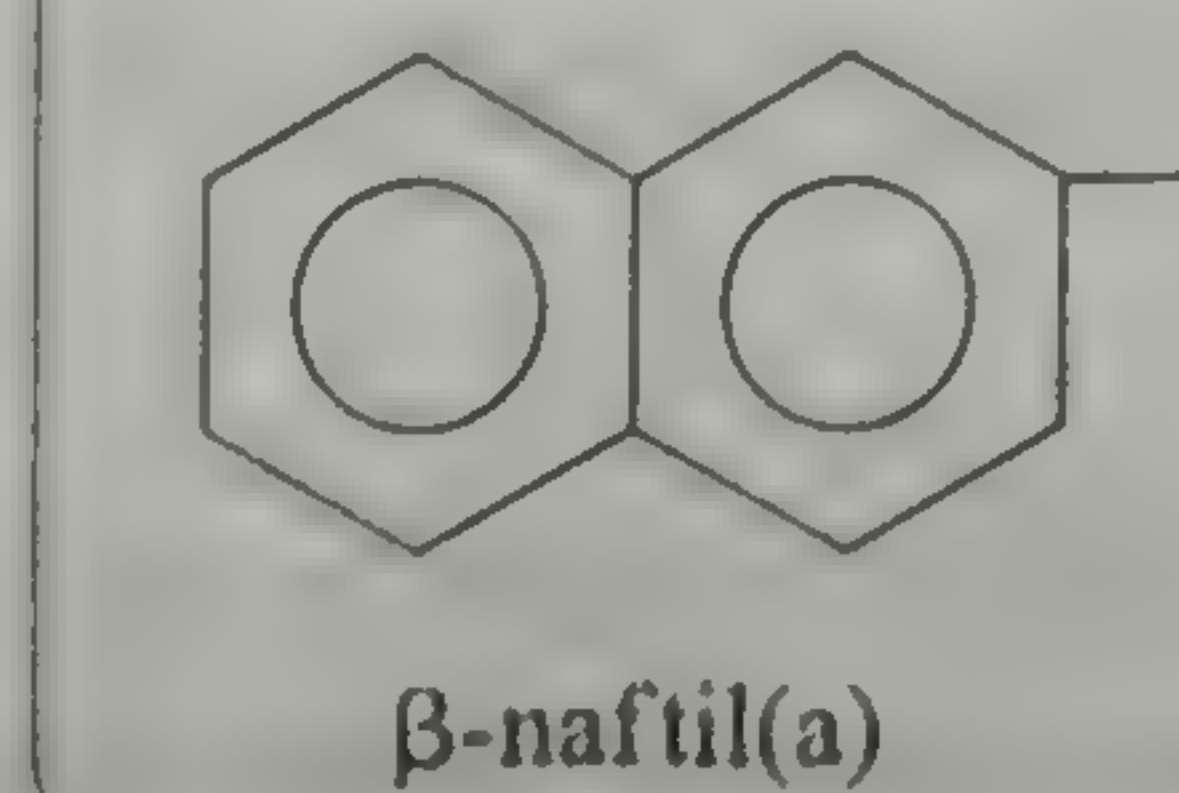
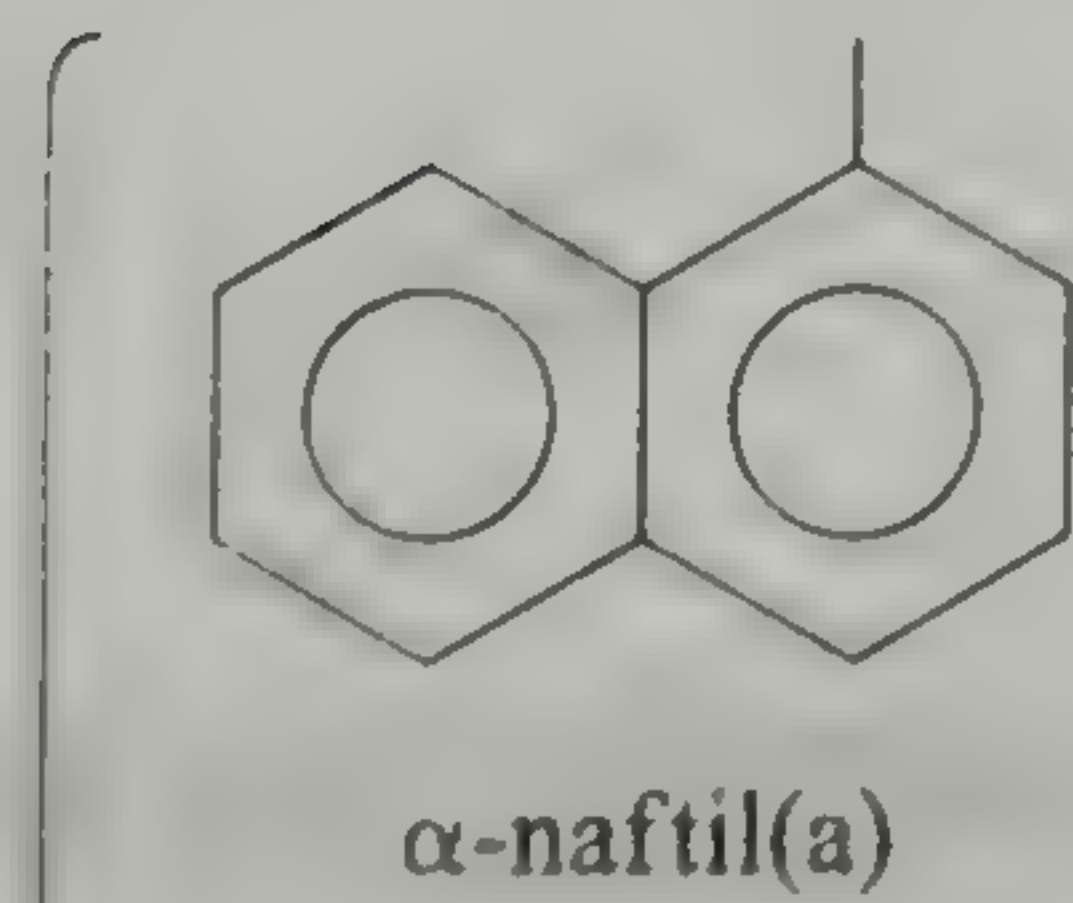
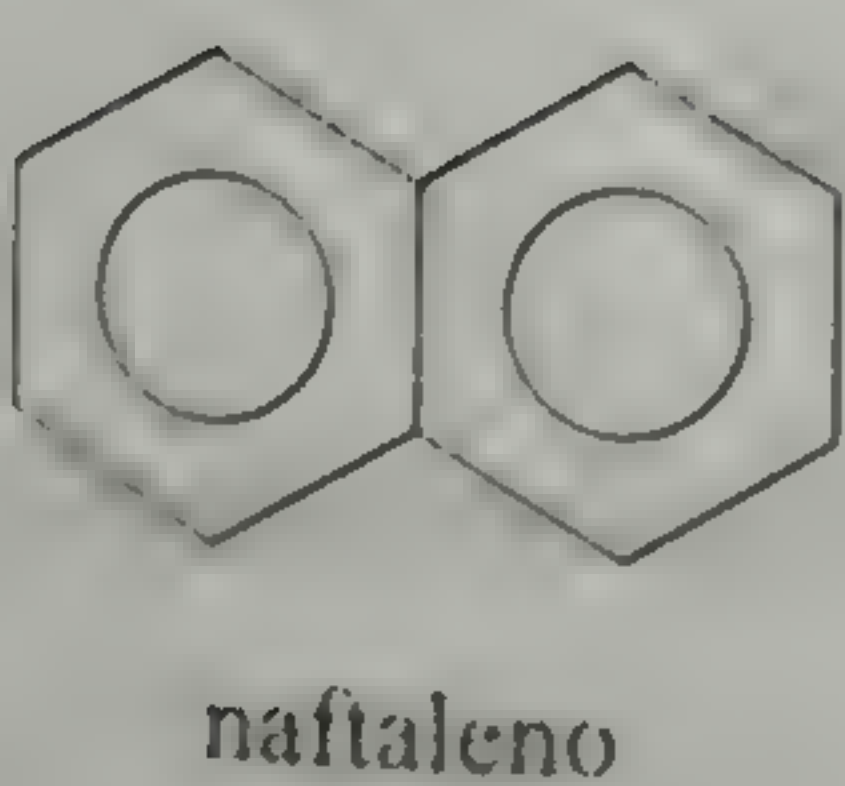
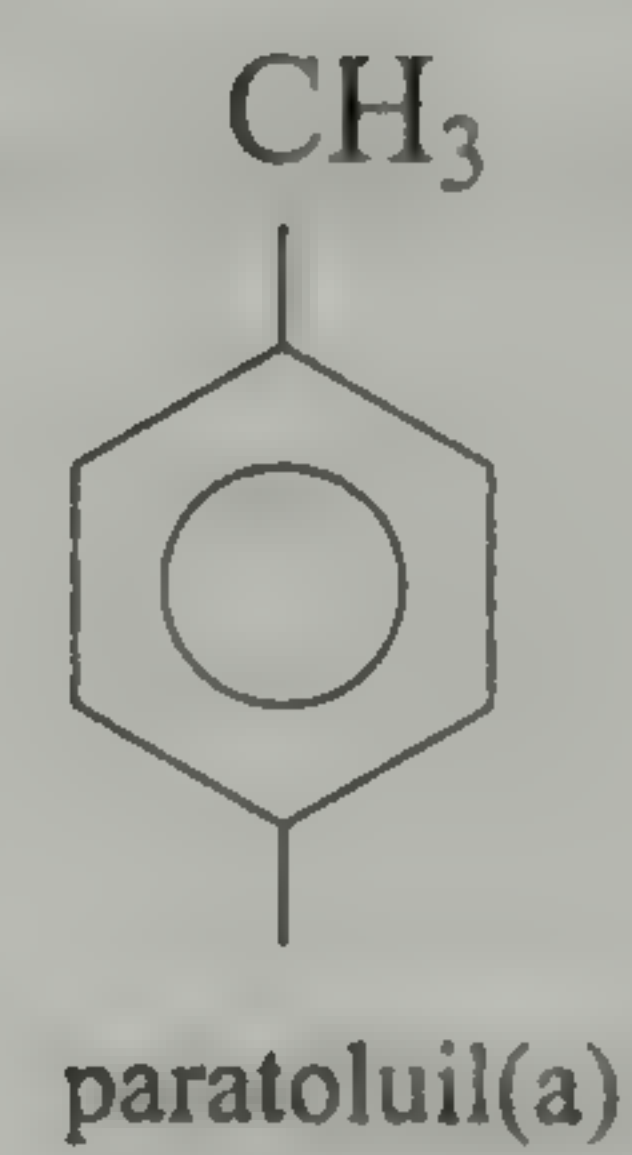
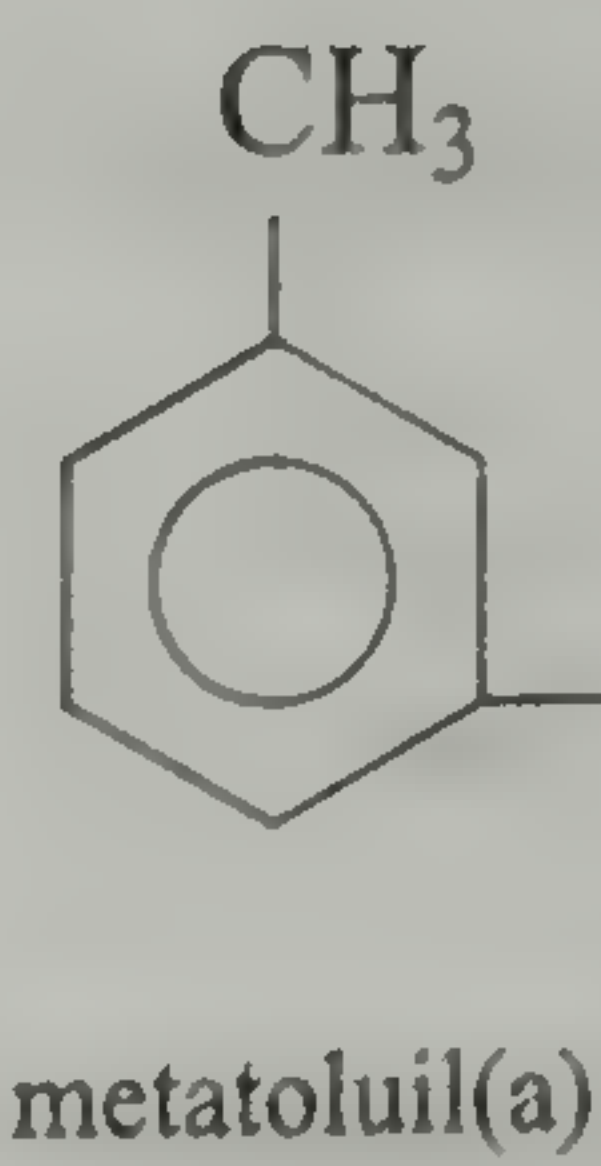
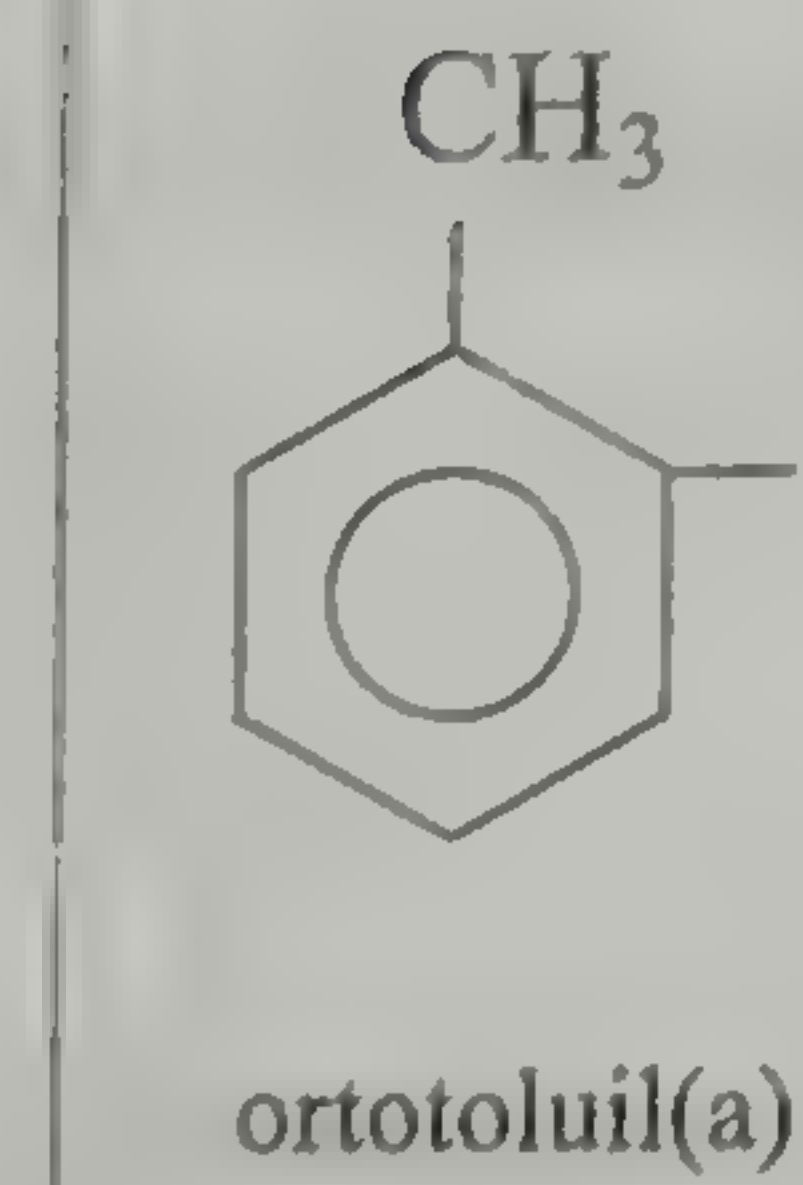
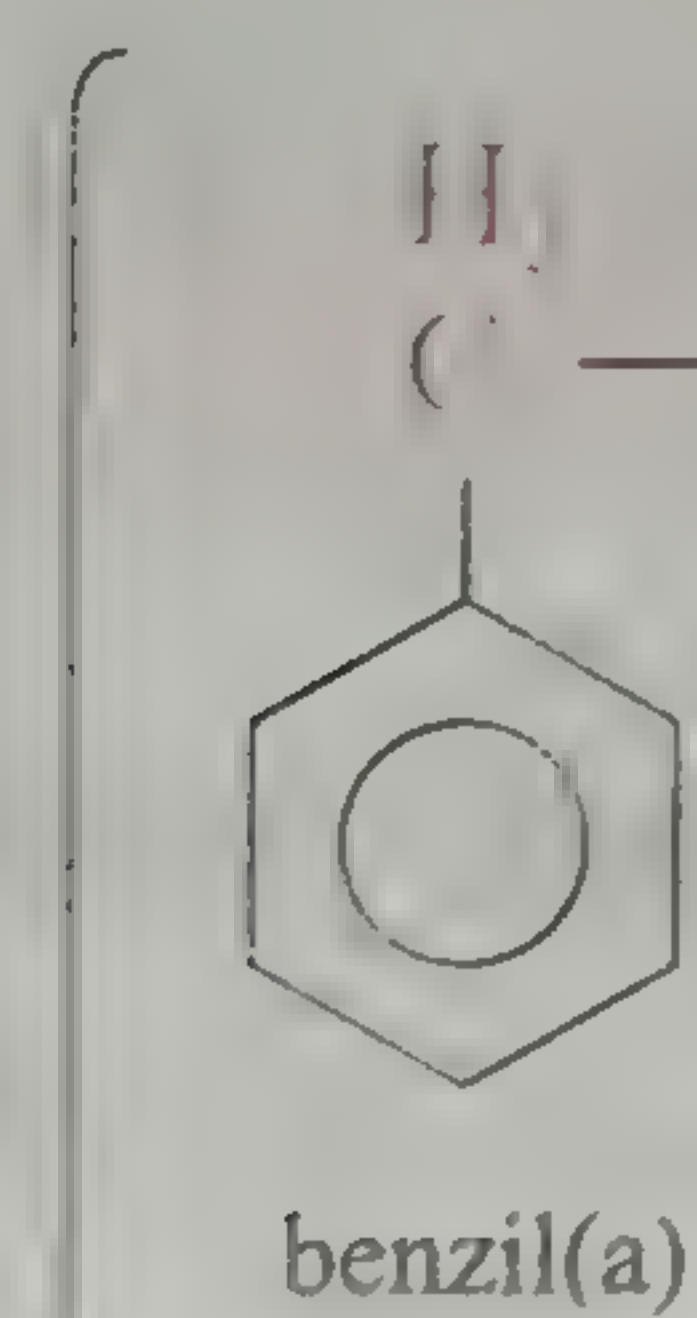
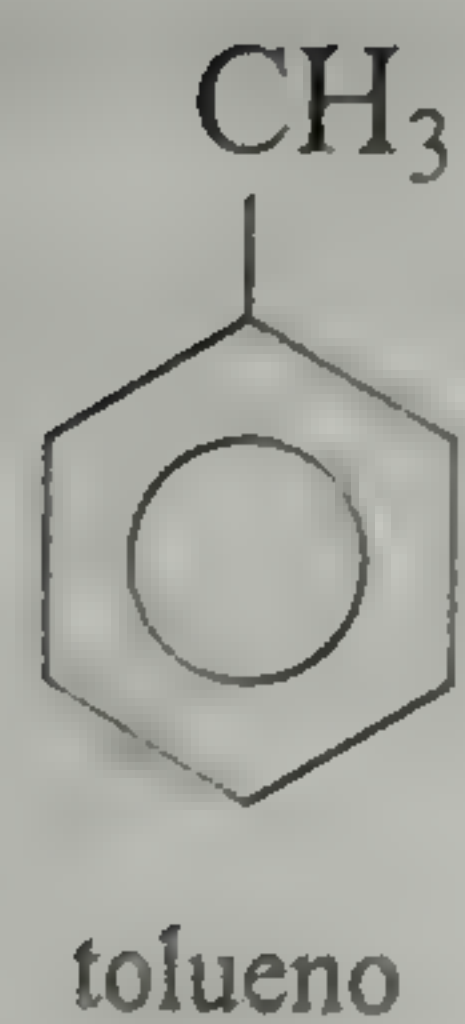
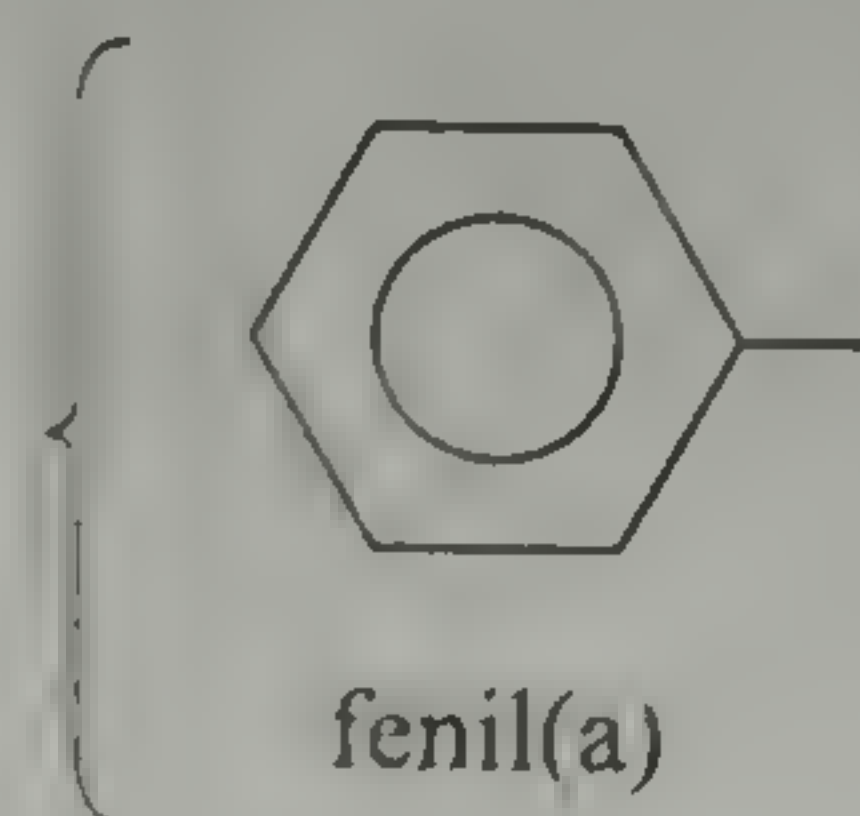


QUÍMICA ORGÂNICA



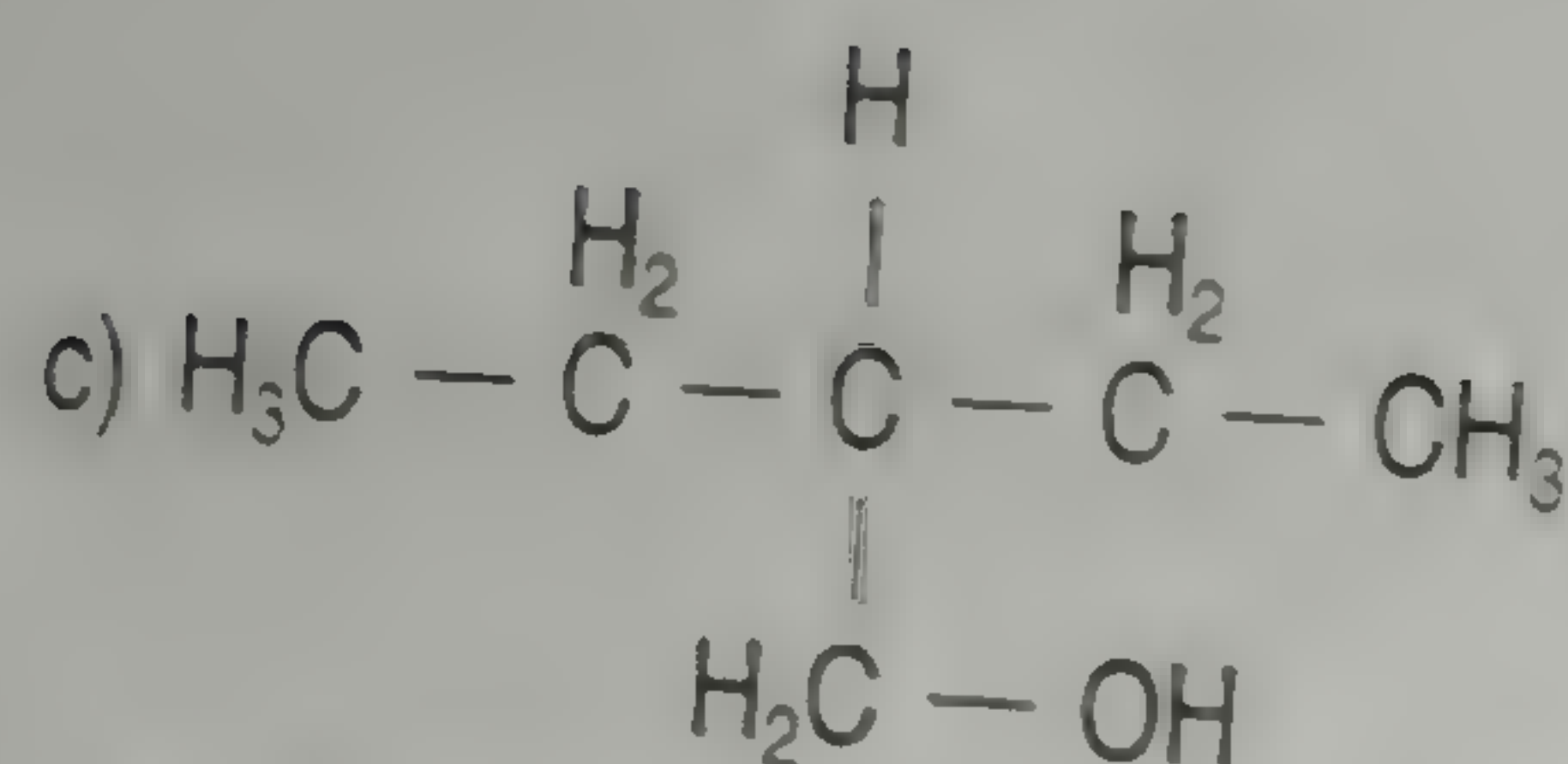
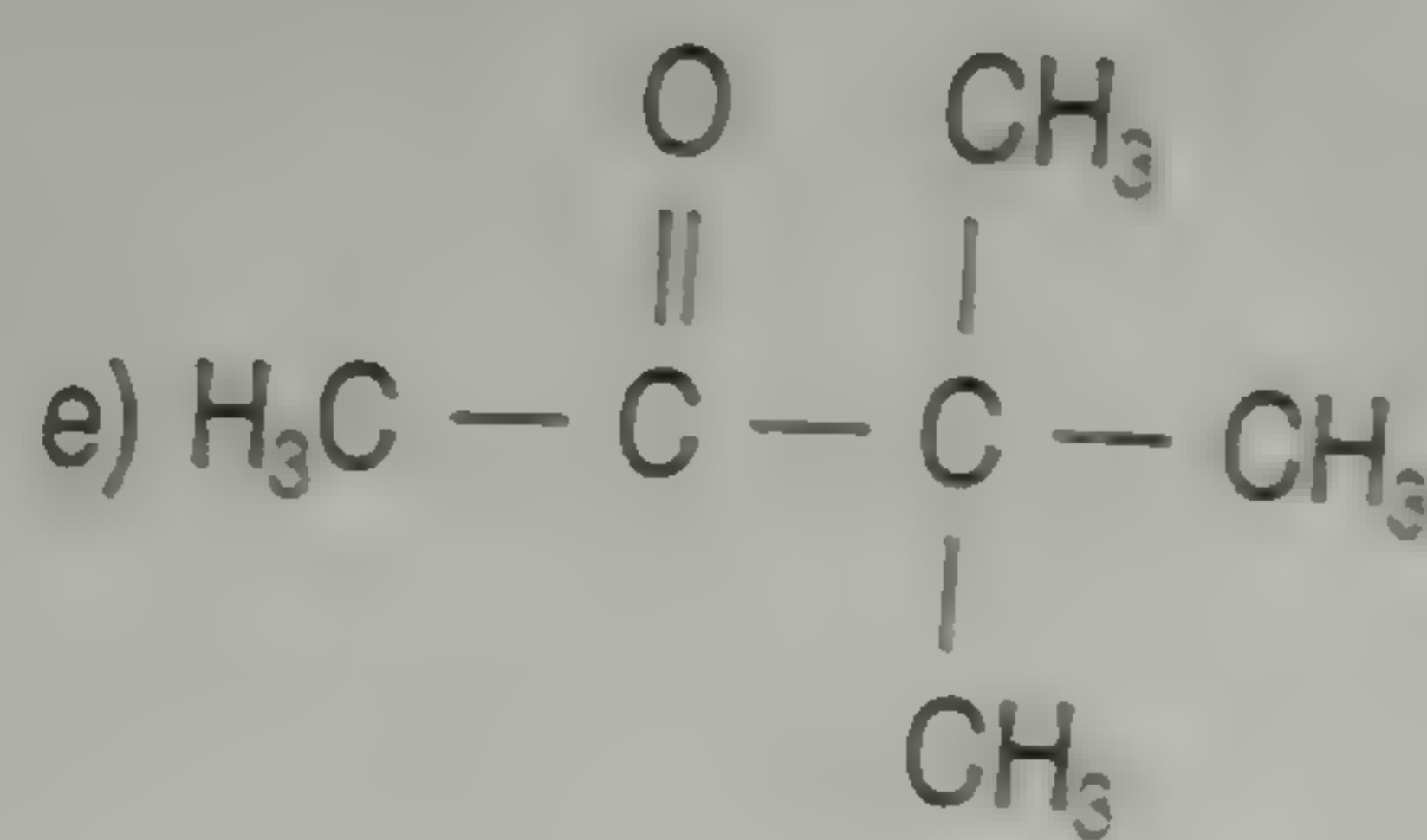
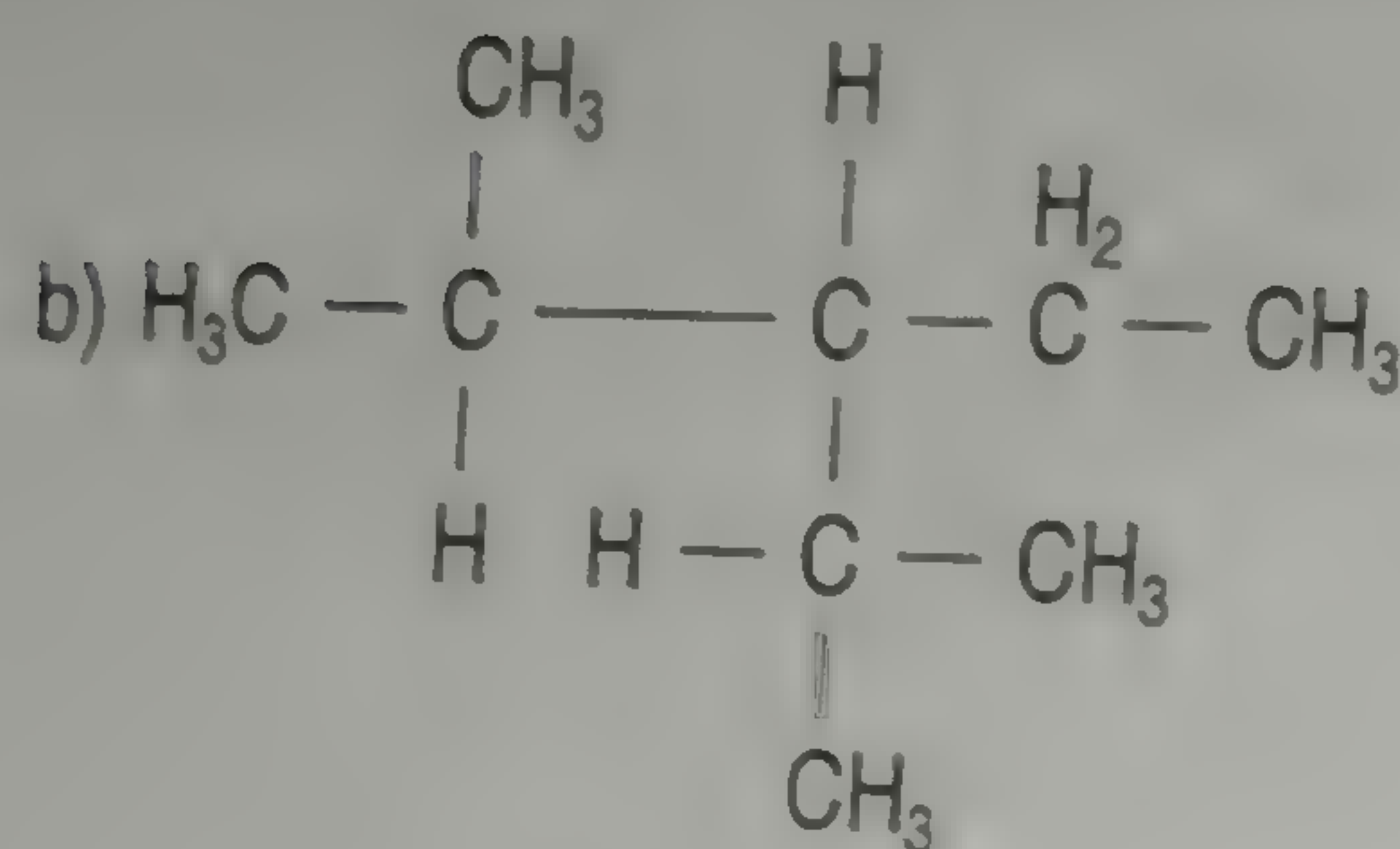
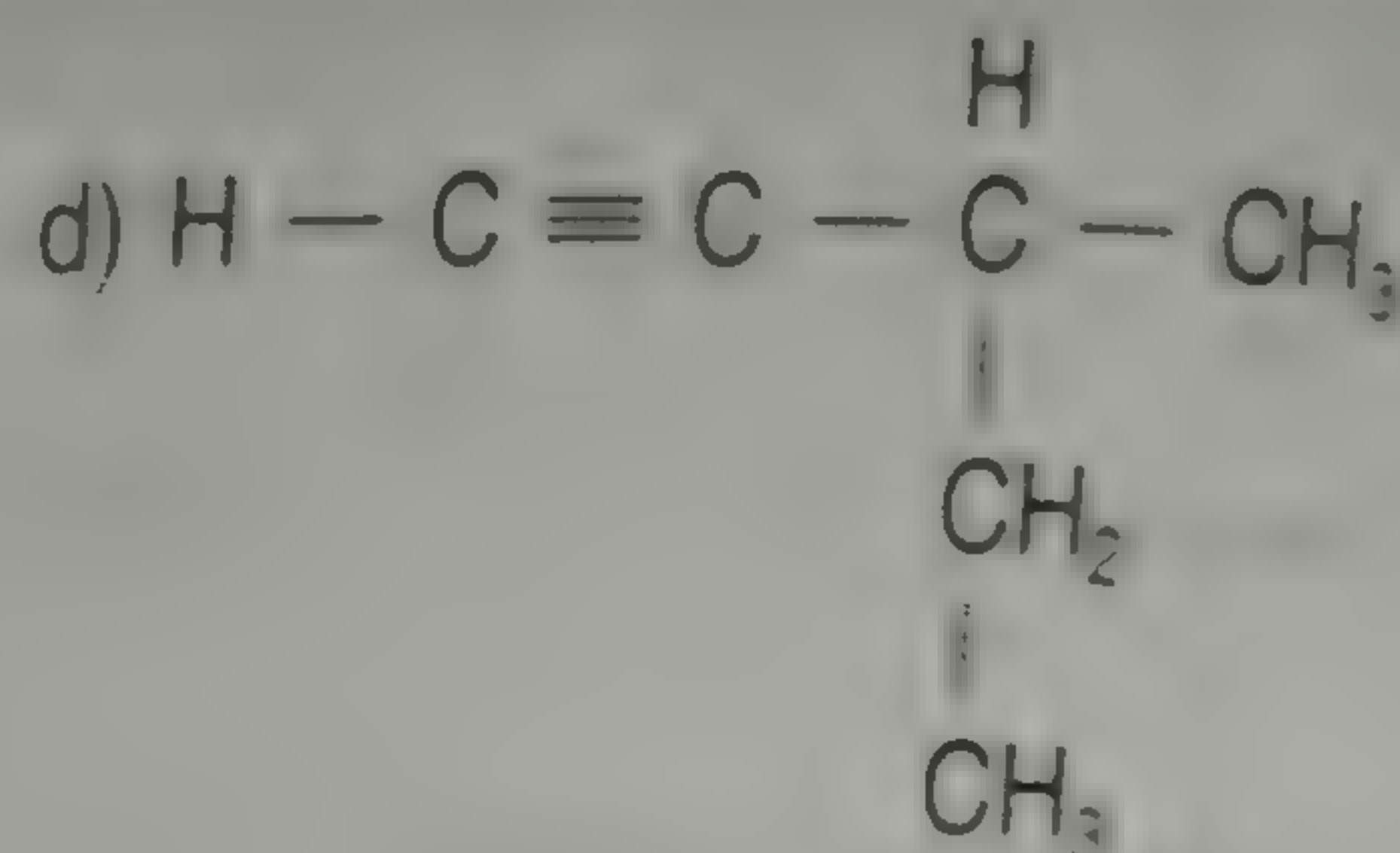
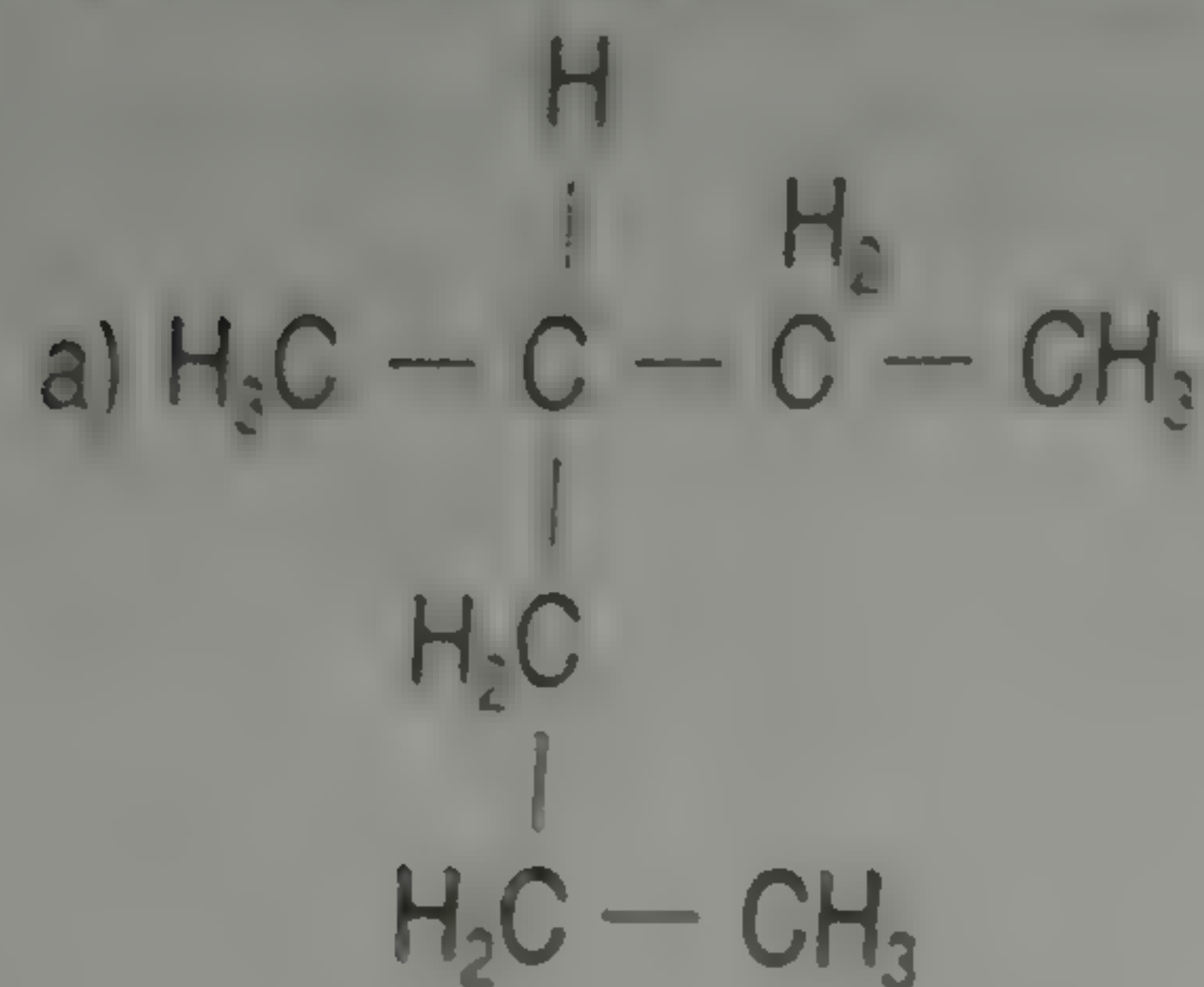
Os radicais monovalentes derivados de hidrocarbonetos aromáticos são denominados *arila* (Ar —).

Exemplos:

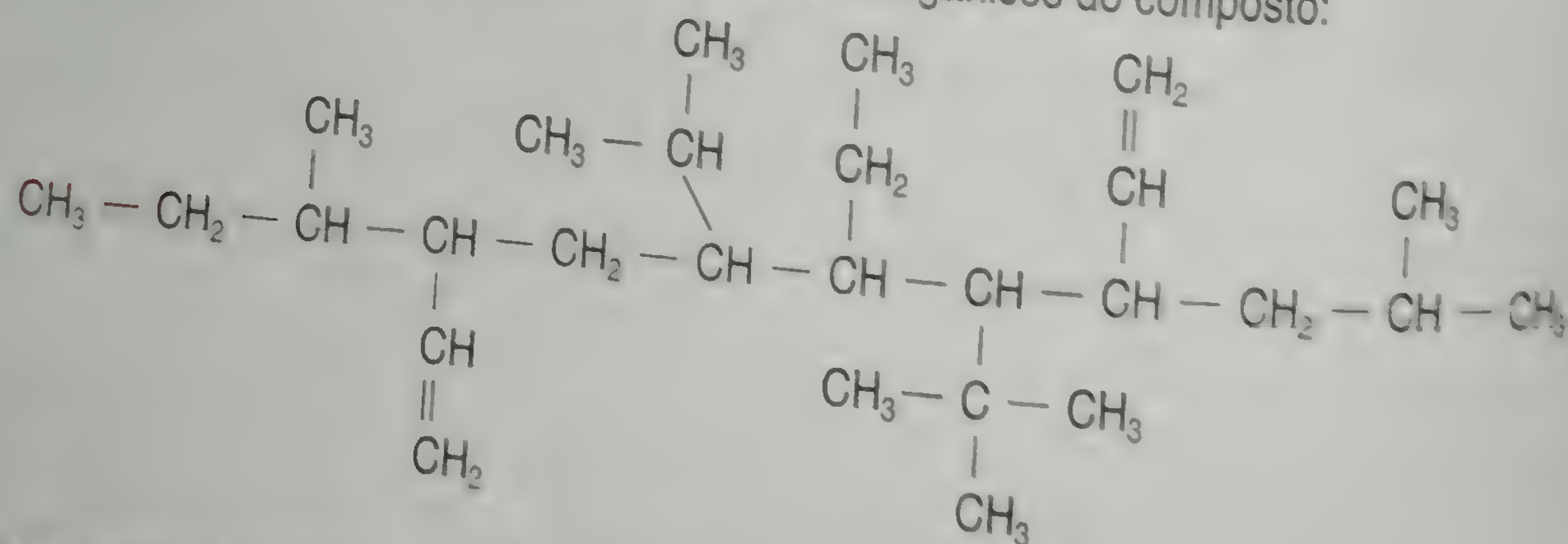


EXERCÍCIOS

3. Considerando as fórmulas estruturais abaixo relacionadas, indique a cadeia principal.



- Identifique e dê os nomes dos radicais presentes em cada composto do exercício anterior.
- Escreva a fórmula estrutural de um alcano que contenha um C quaternário e os radicais metil, vinil, fenil e benzil.
- (ESAL-MG) Dê o nome e identifique os radicais orgânicos do composto:



Nomenclatura de hidrocarbonetos

Vamos estudar as regras complementares de cada classe de hidrocarbonetos.

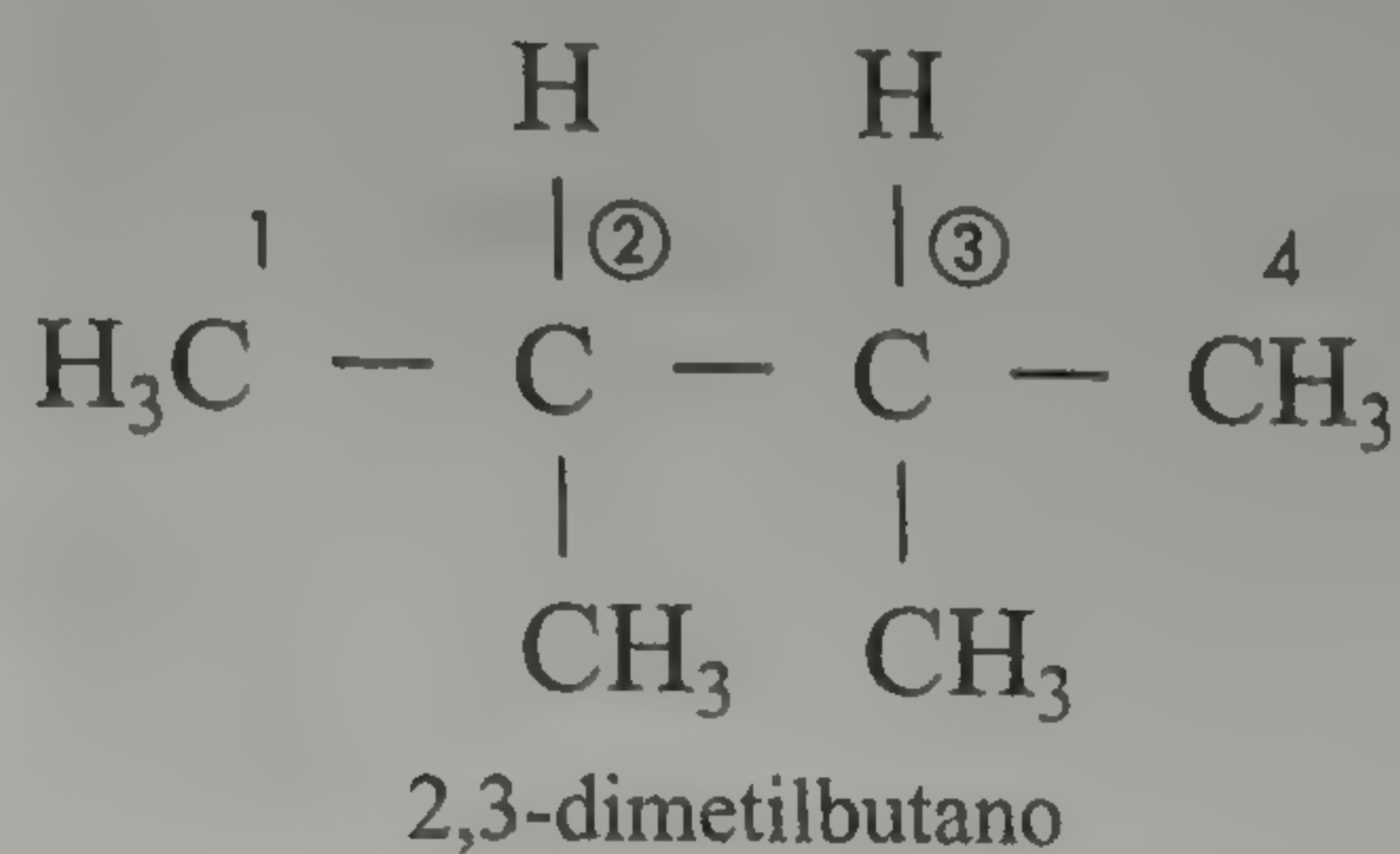
Alcanos

- Numera-se a cadeia carbônica principal a partir de uma das extremidades obtendo-se a localização de cada ramificação. Procede-se da mesma forma a

partir da outra extremidade. Em cada caso, somam-se os números que representam os carbonos ligados a cada ramificação escolhendo-se a numeração que resultar na menor soma (regra dos menores números).

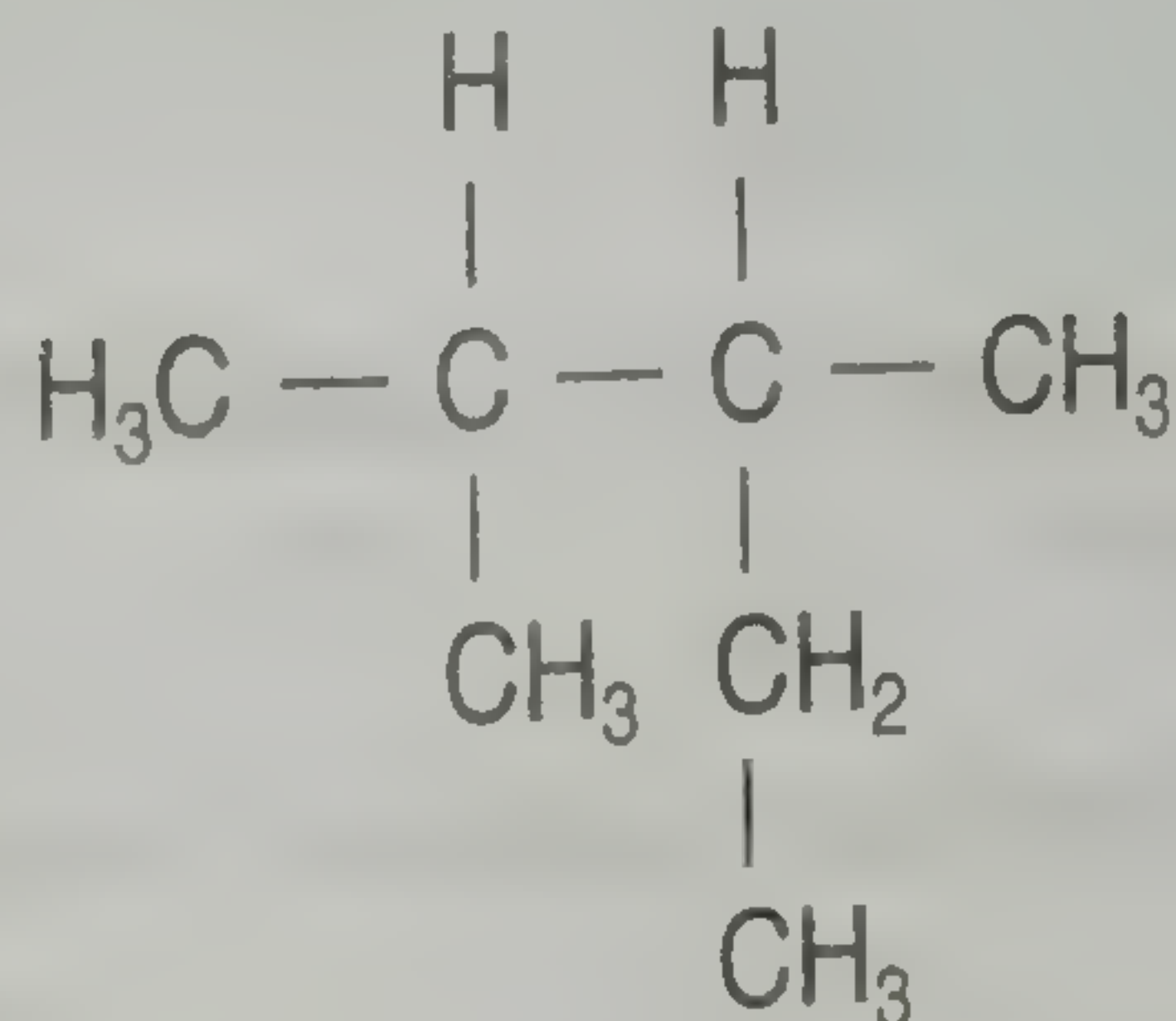
- Escreve-se a posição e o nome de cada radical, obedecendo-se à ordem crescente de complexidade ou à ordem alfabética. Caso haja repetição do mesmo radical, indica-se a sua quantidade por meio dos prefixos *di*, *tri* etc.
- Os números são separados uns dos outros por vírgulas, enquanto número e nome são separados por hífen.

Exemplo:



EXERCÍCIO RESOLVIDO

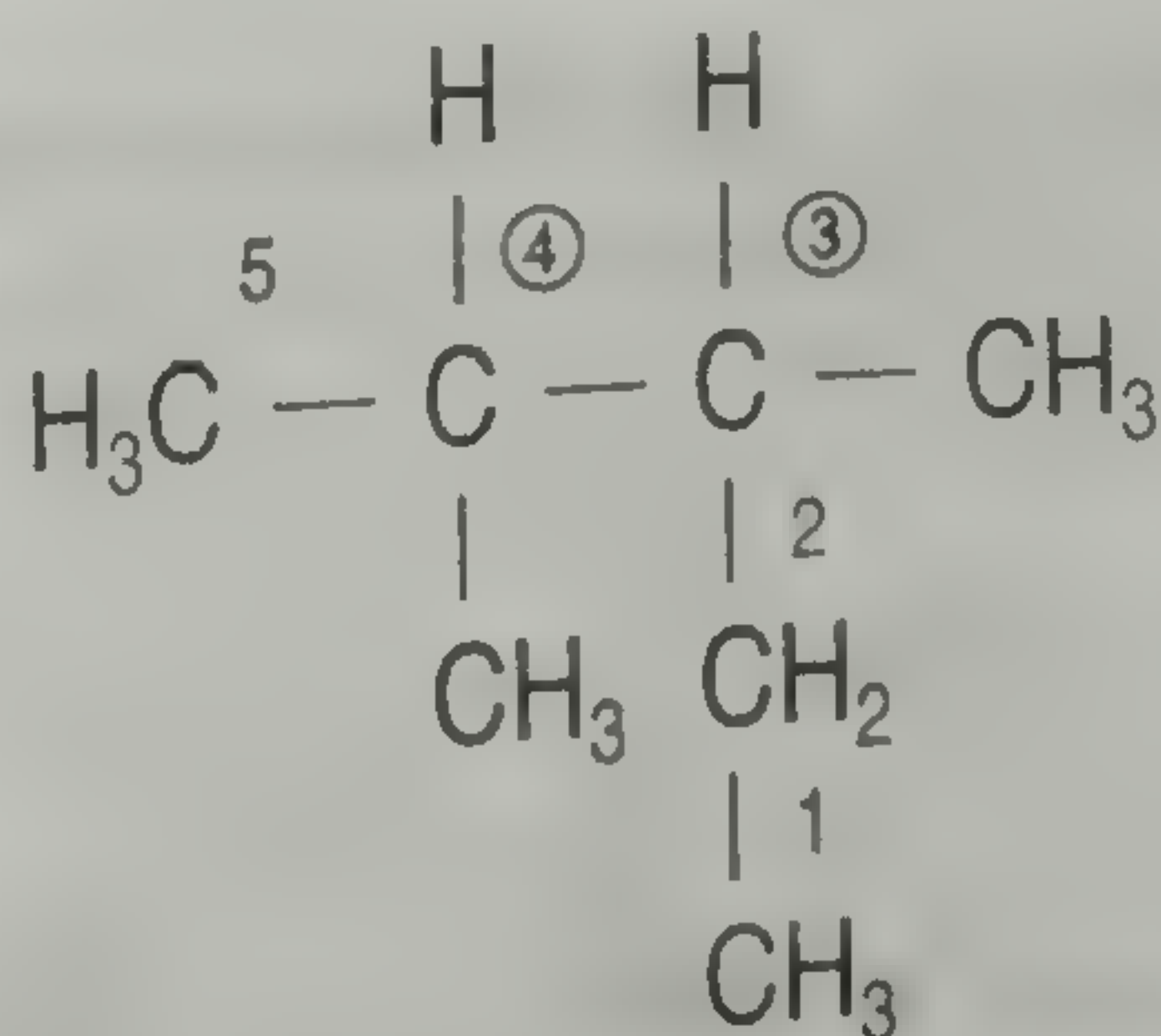
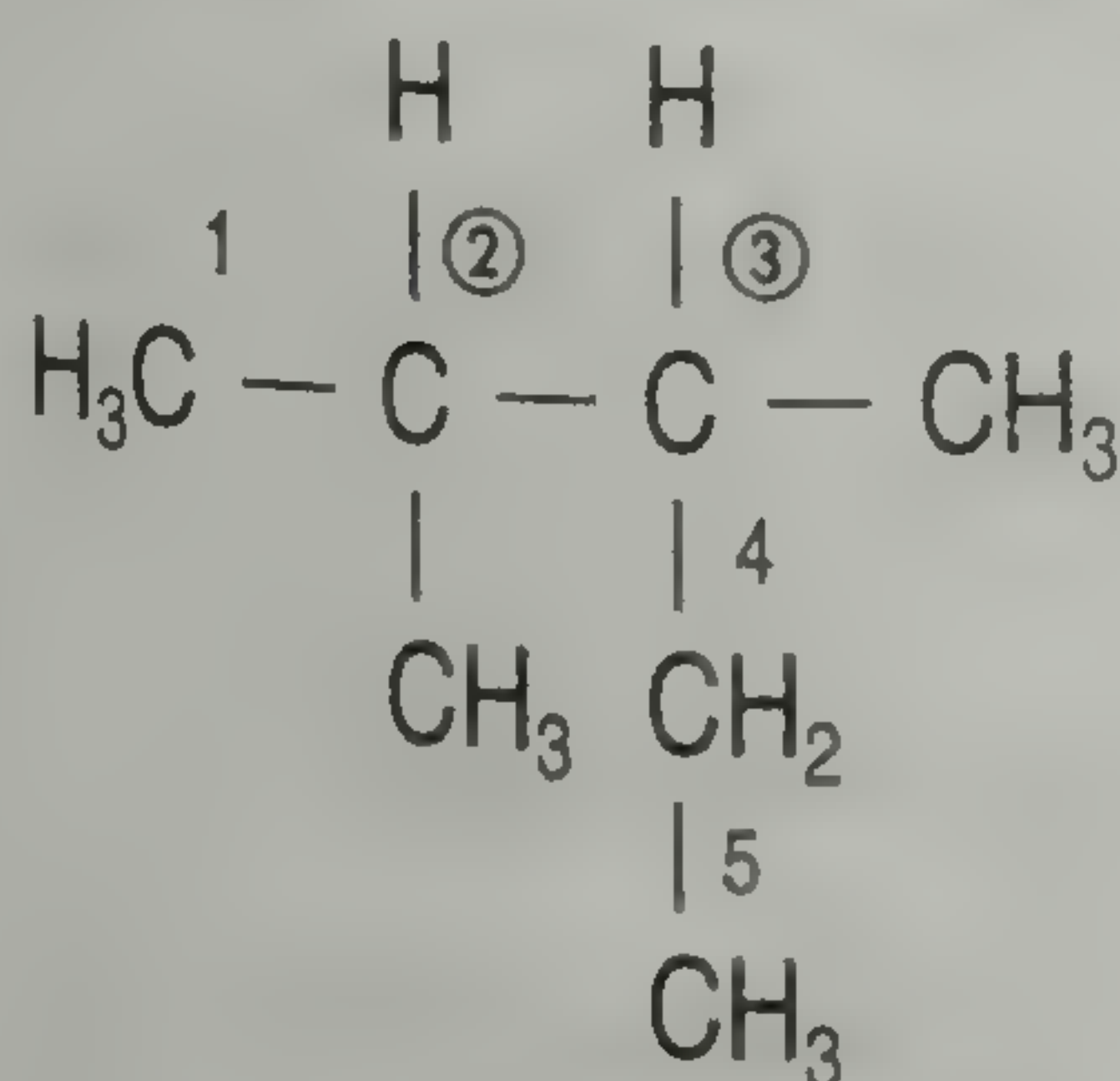
Dar o nome oficial do composto cuja fórmula estrutural é:



371

Resolução

Vamos numerar a cadeia carbônica principal a partir de cada extremidade:



Somar e aplicar a regra dos menores números:

$$2 + 3 = 5$$

$$3 + 4 = 7$$

Resposta

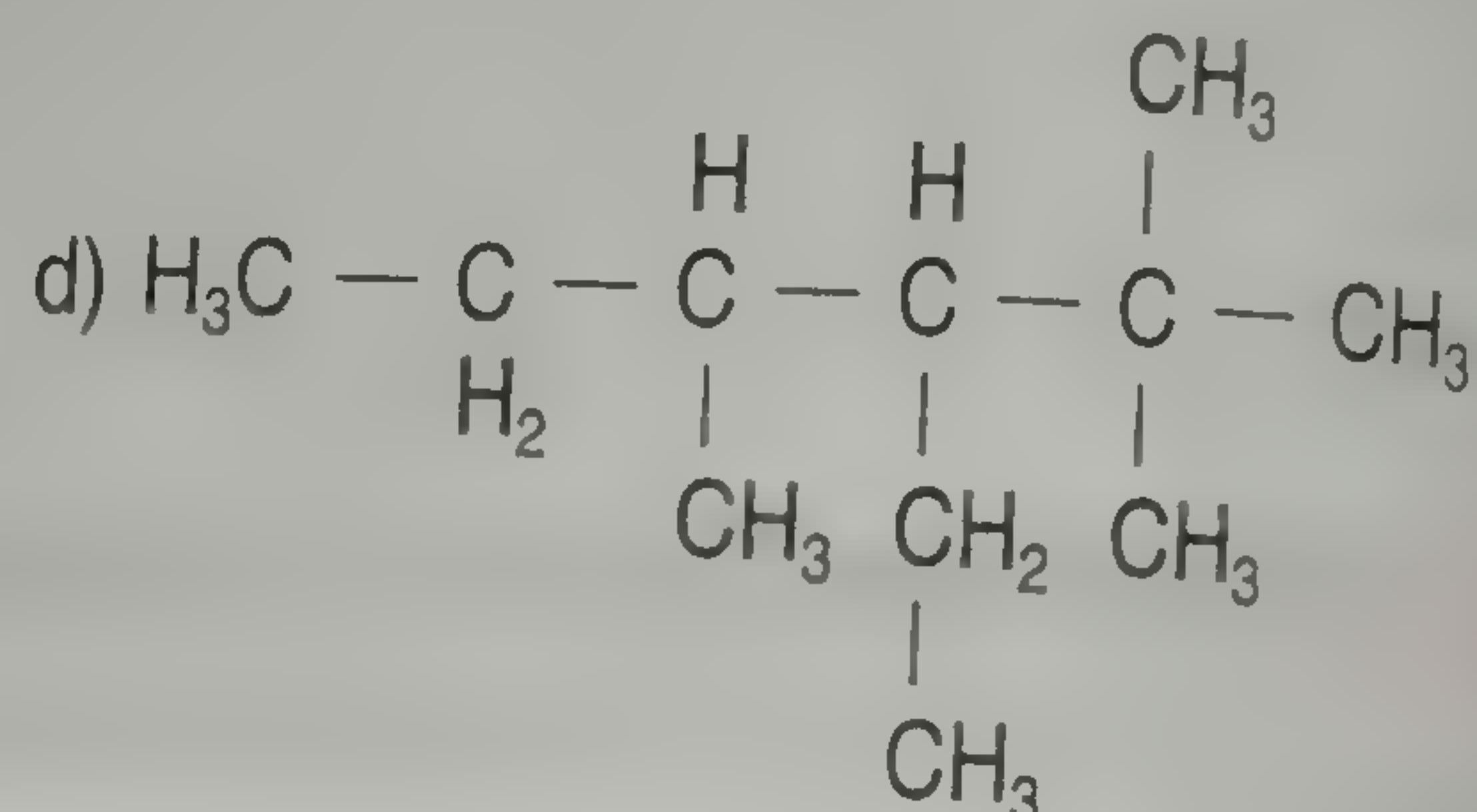
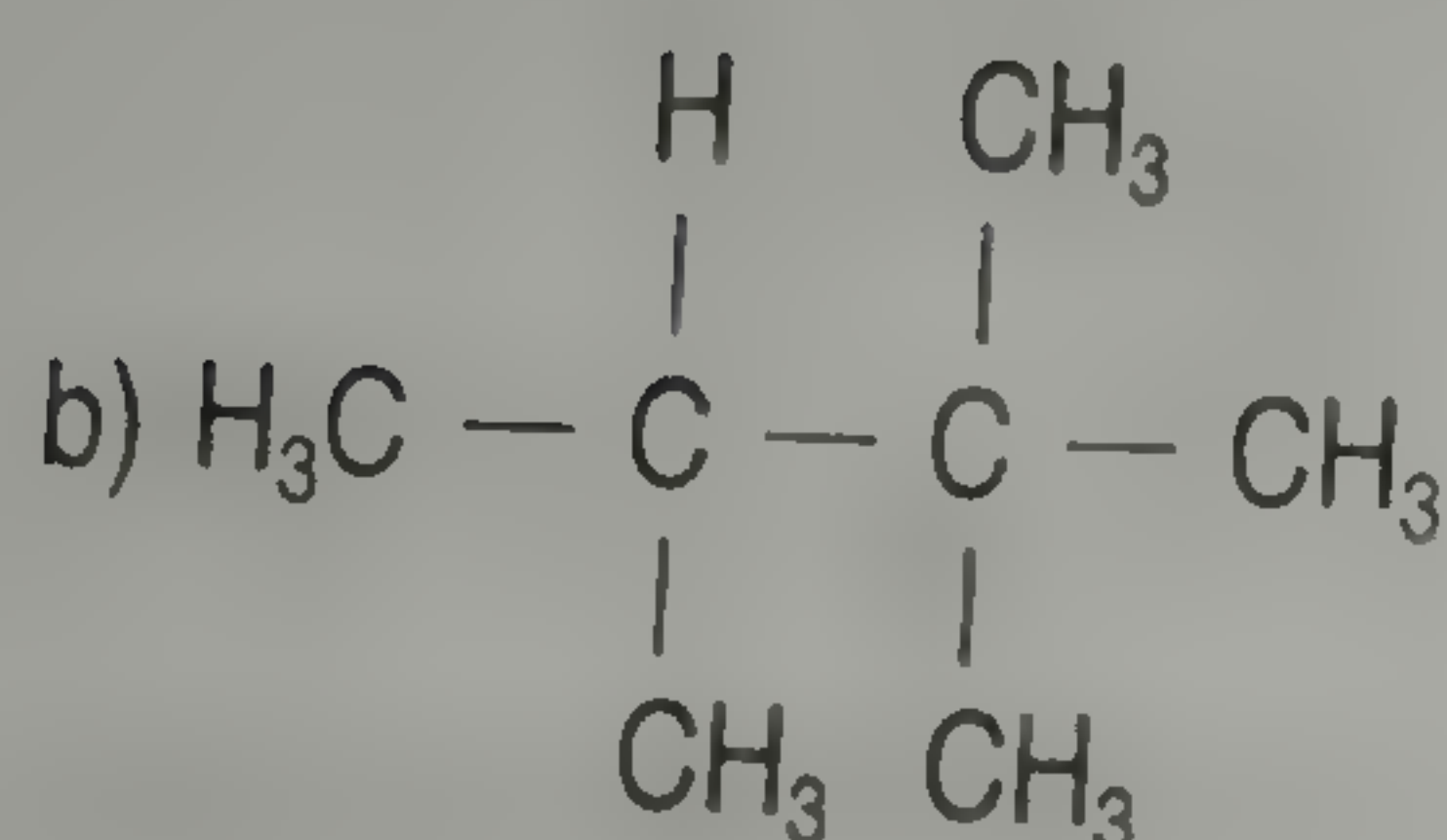
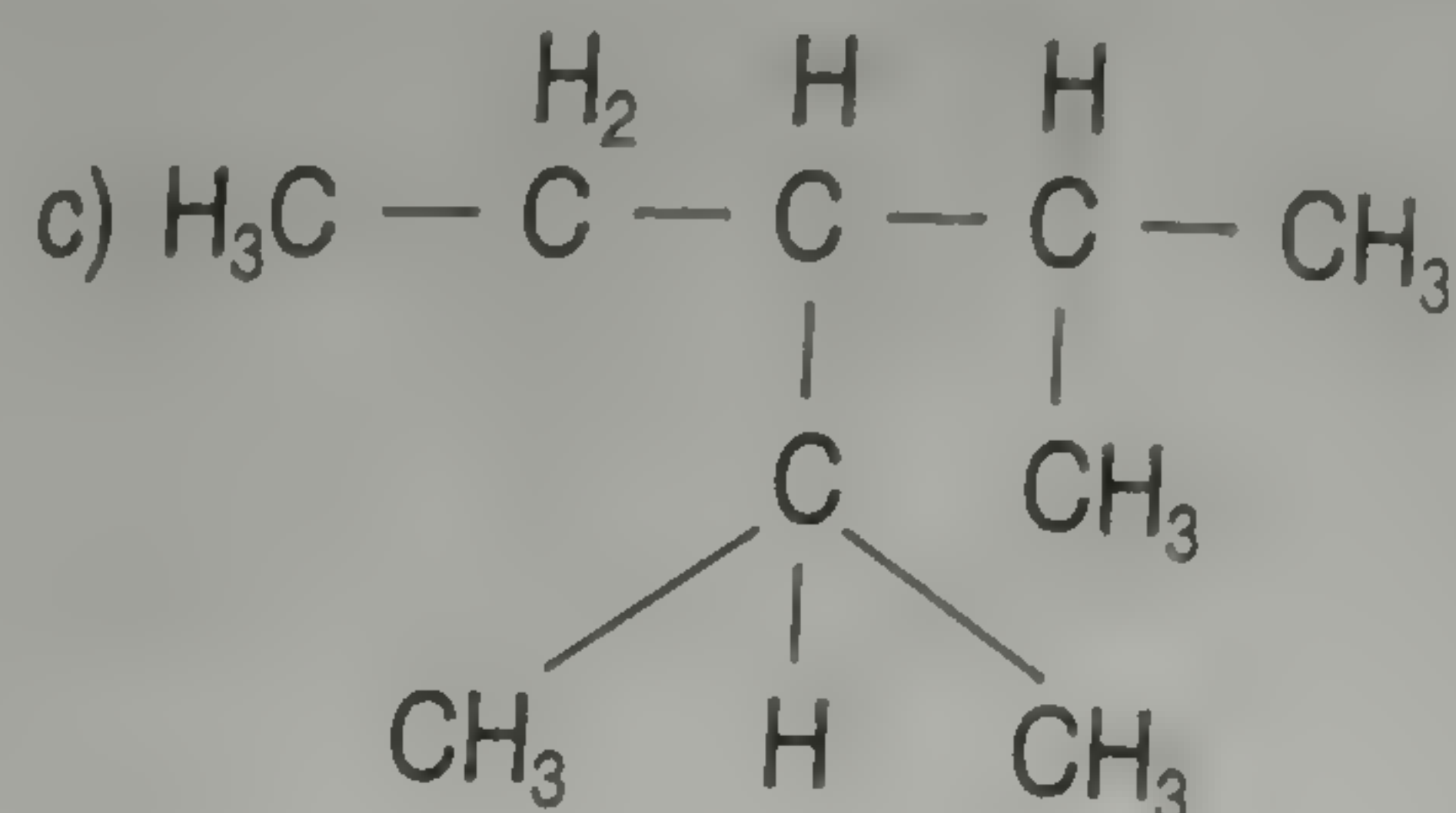
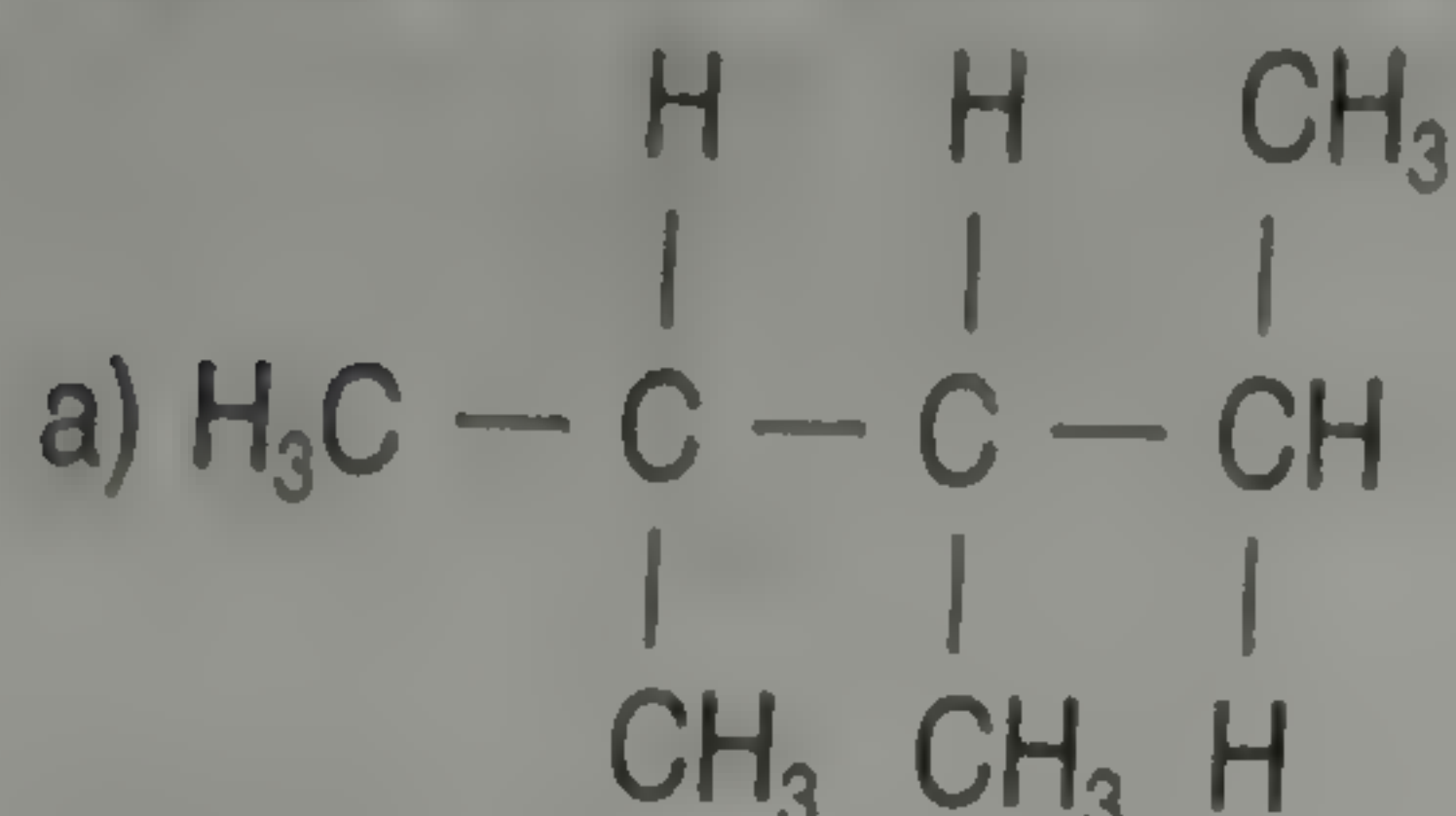
O nome do composto é 2,3-dimetilpentano.

EXERCÍCIOS

7. (Febas-SP) O hidrocarboneto que apresenta o maior número de átomos de hidrogênio por molécula é o:

- a) eteno.
- b) etano.
- c) metano.
- d) etino.

8. Dê os nomes oficiais dos alcanos que apresentam as seguintes fórmulas:



9. Dê as fórmulas estruturais dos compostos cujos nomes são:

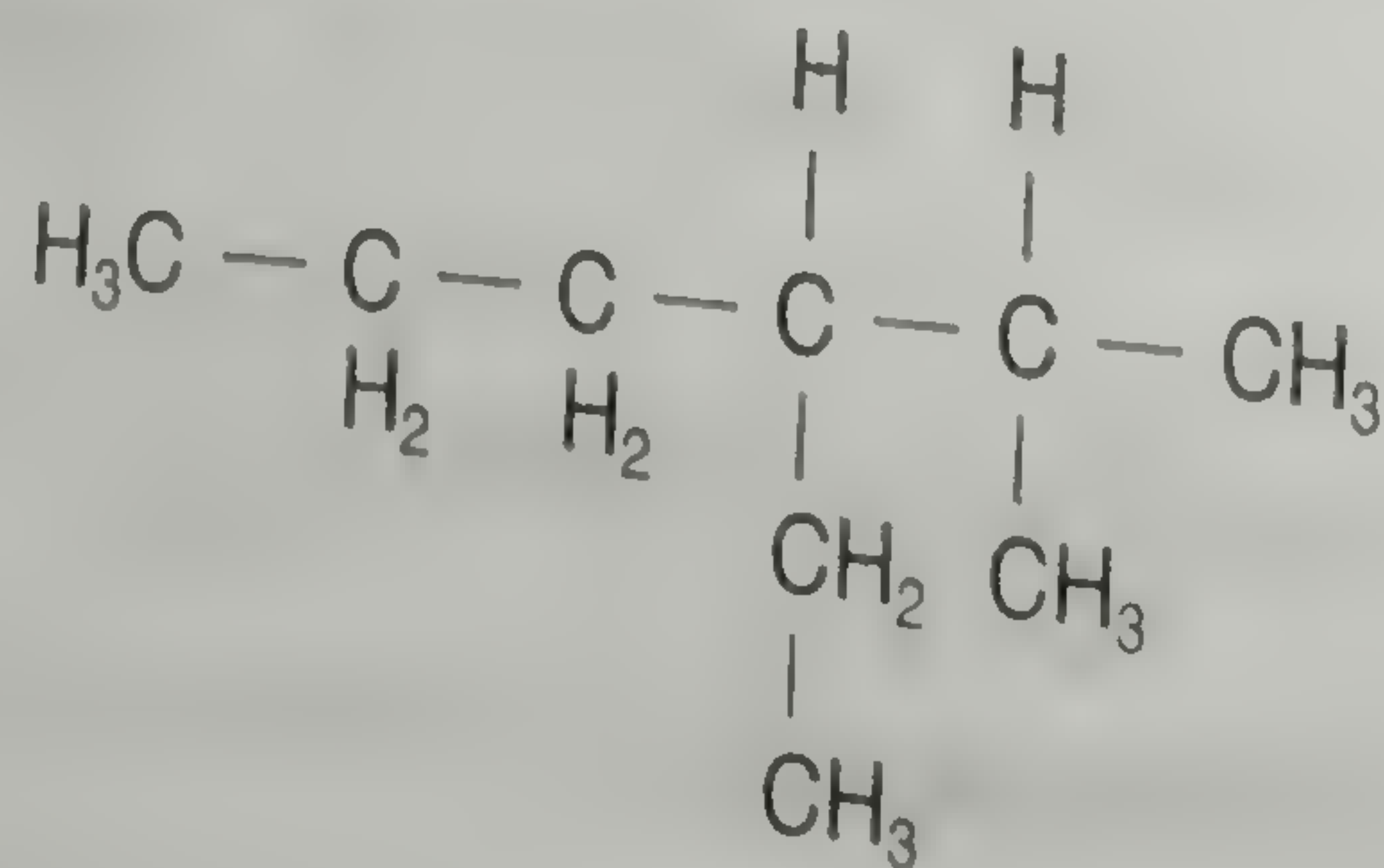
- a) metilpropano;
- b) 2-metil-3-etil-heptano.

10. Dê a fórmula estrutural e o nome correspondente do alcano mais simples que apresente 2 radicais metila em carbonos diferentes.

11. Escreva a fórmula estrutural e o nome correspondente de um alcano que apresente em sua estrutura:

- a) um carbono terciário e um carbono quaternário;
- b) dois carbonos quaternários.

12. (UFMA) Qual o nome oficial do composto abaixo?

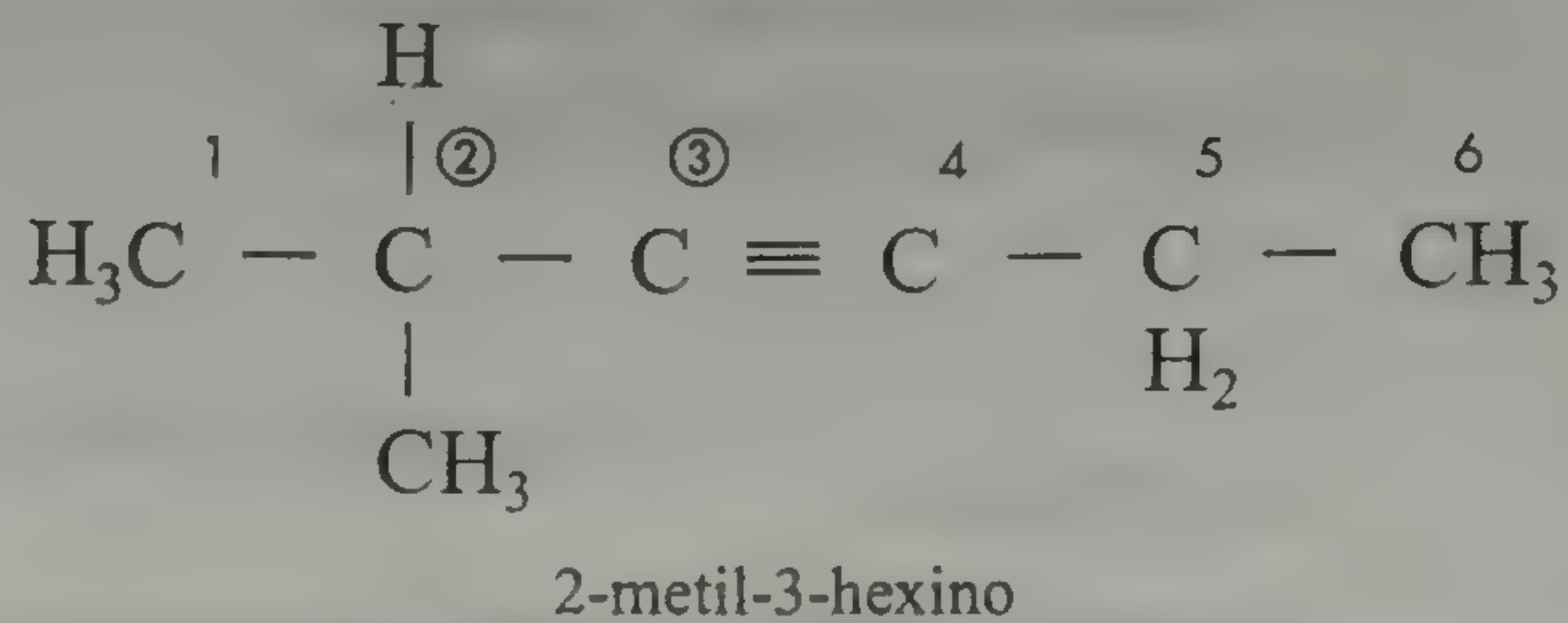
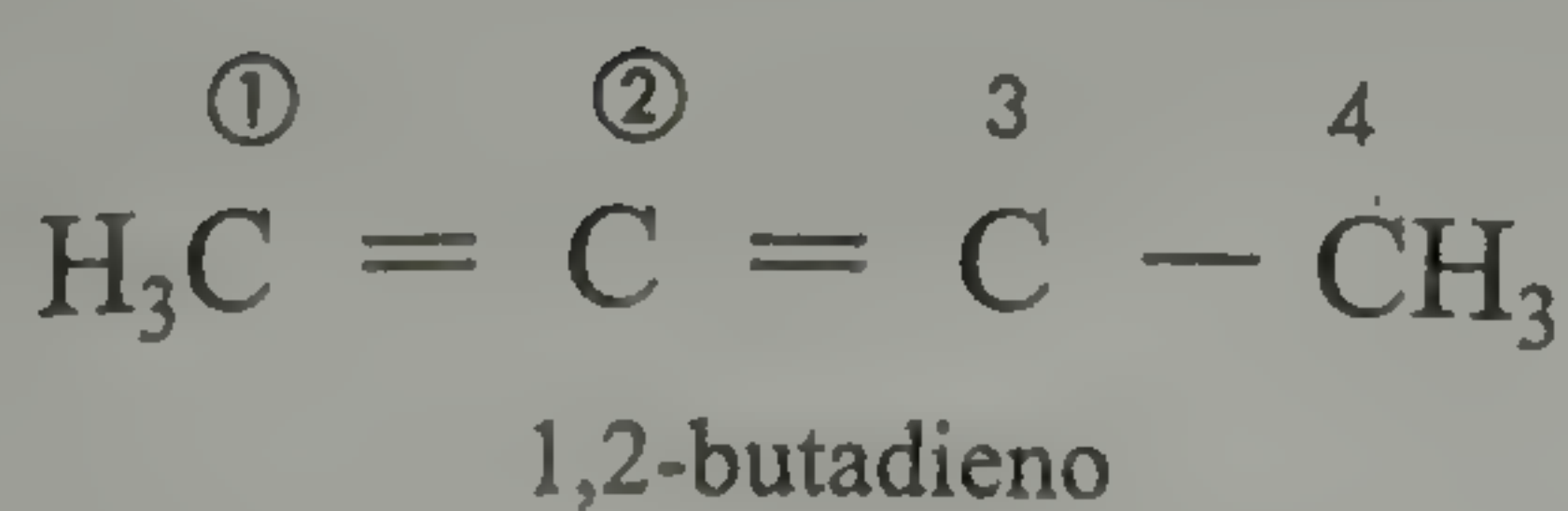
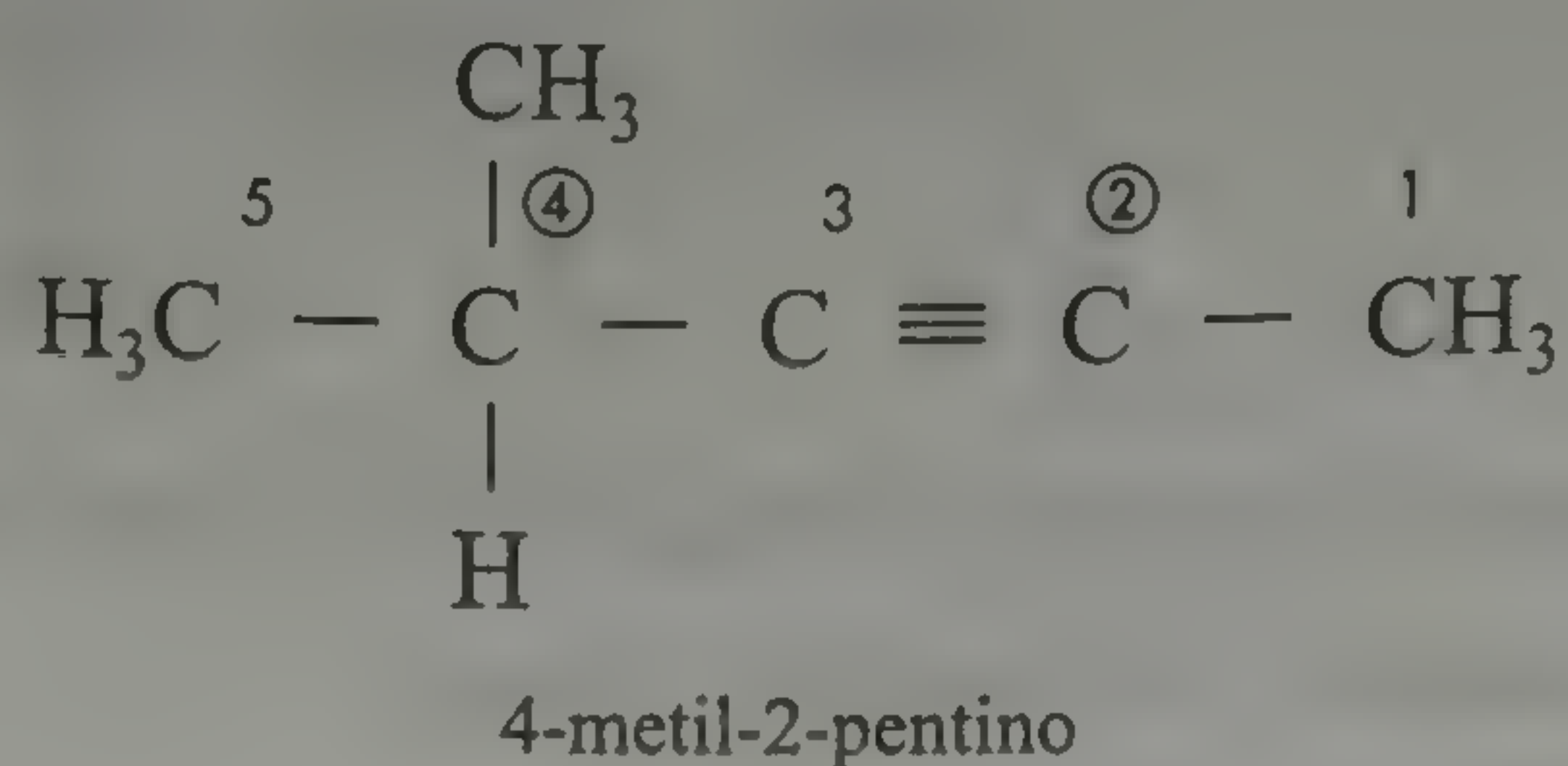
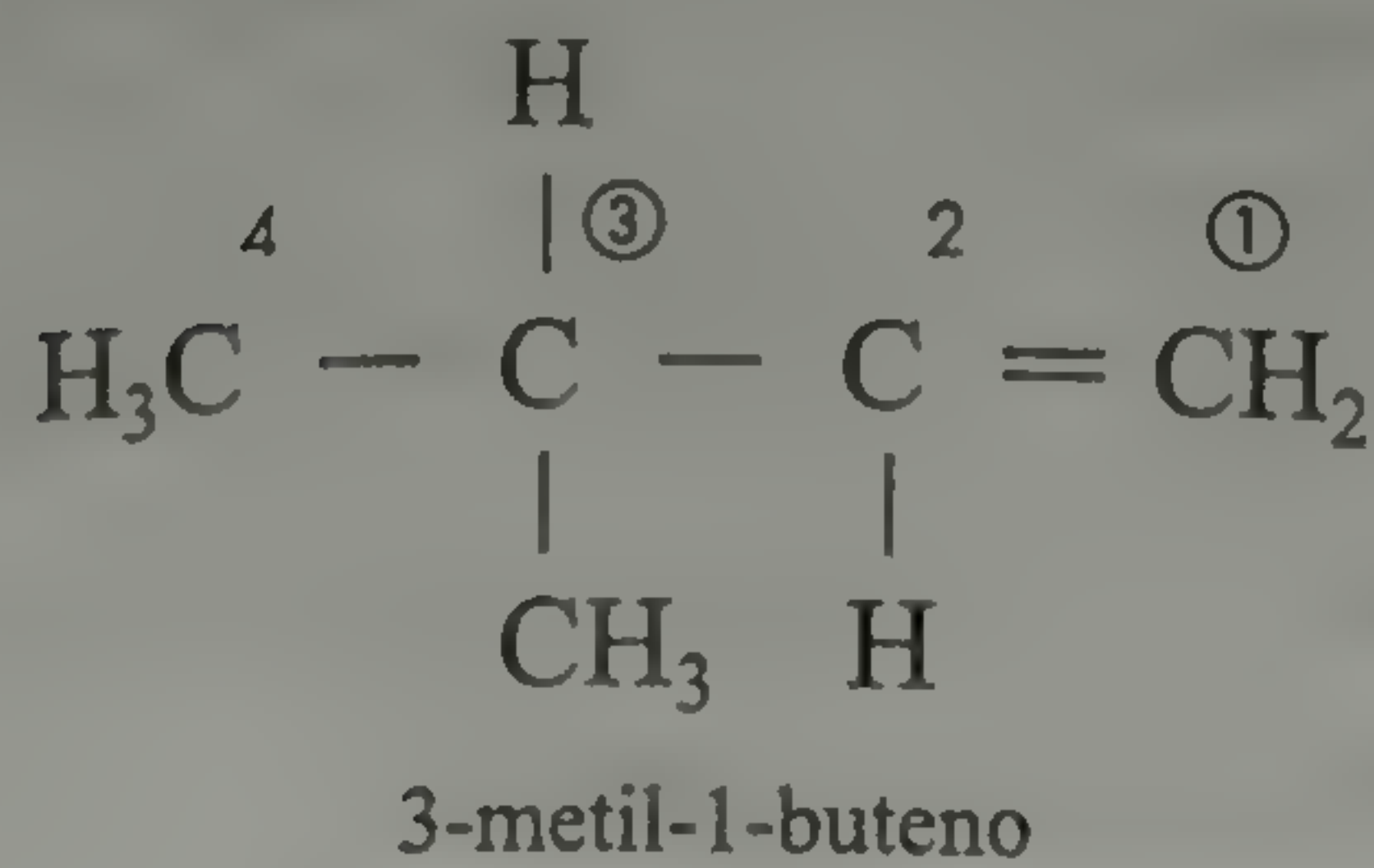


- a) 4-etil-5-metil-hexano
- b) 3-propil-4-metilpentano
- c) 2-metil-3-propil-hexano
- d) 4-propil-5-etil-hexano
- e) 2-metil-3-etil-hexano

Alcenos, alcinos e dienos

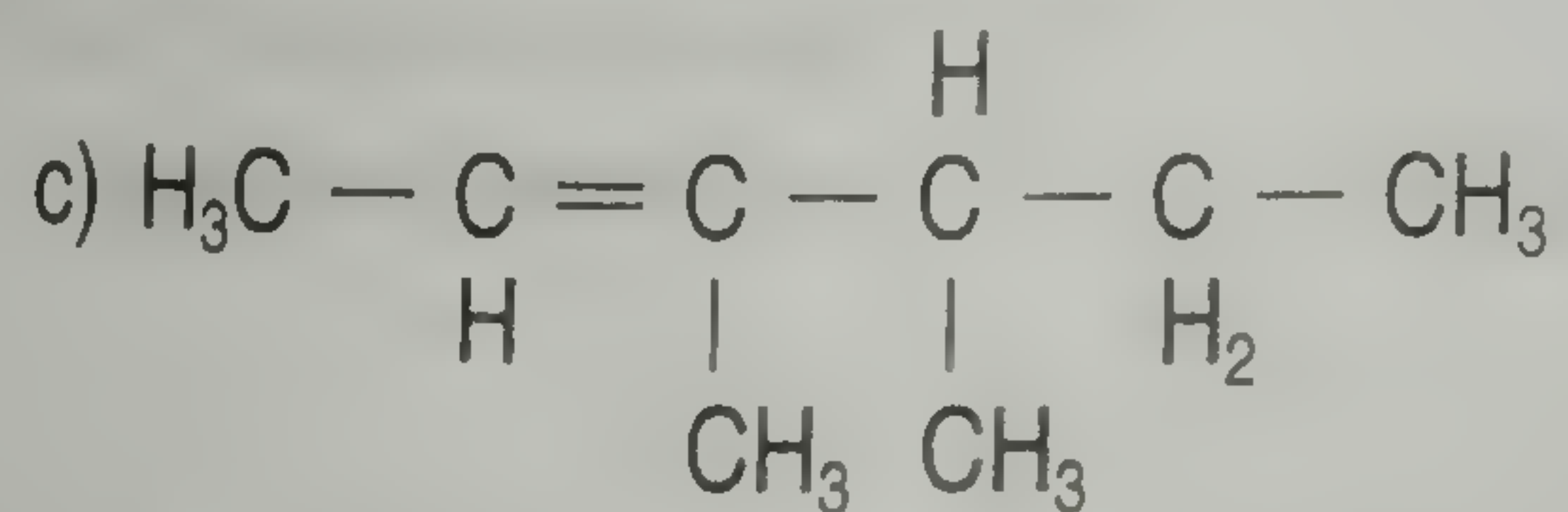
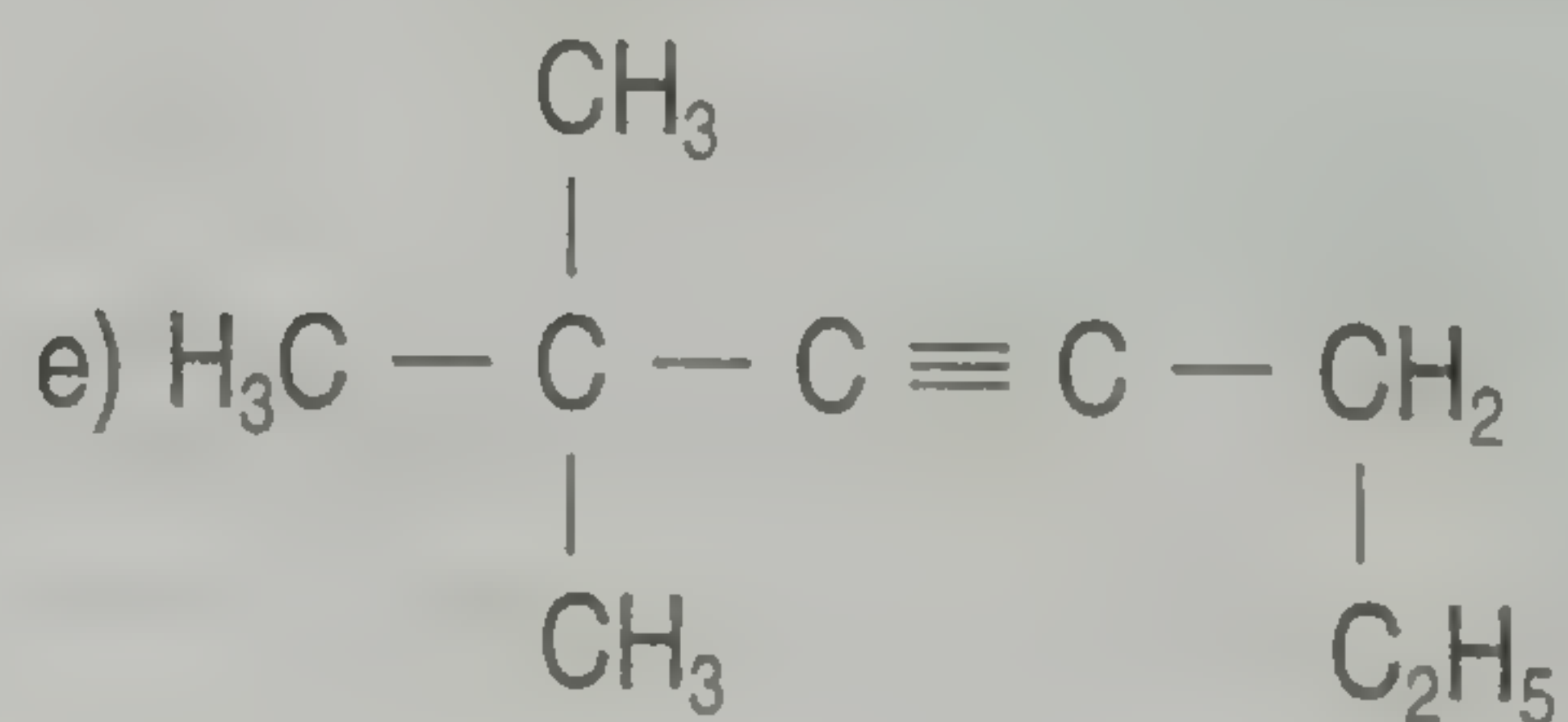
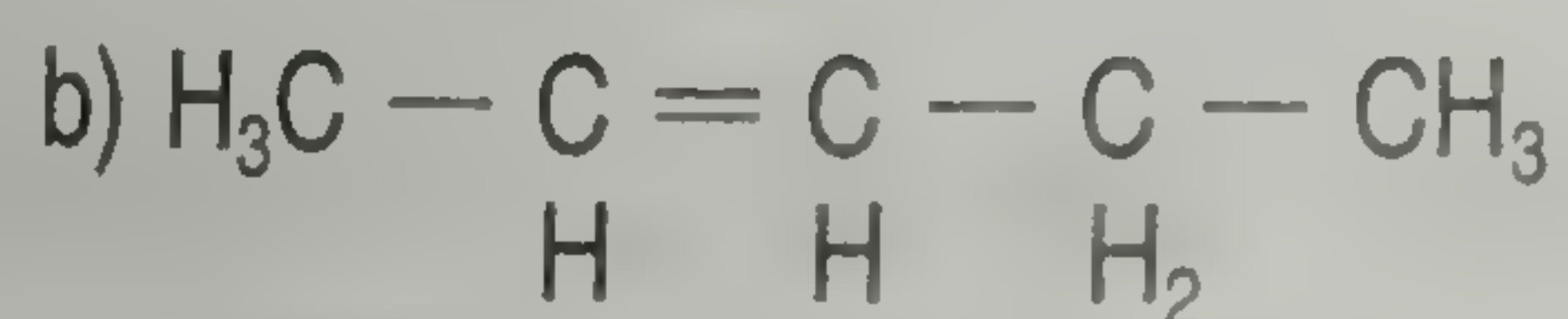
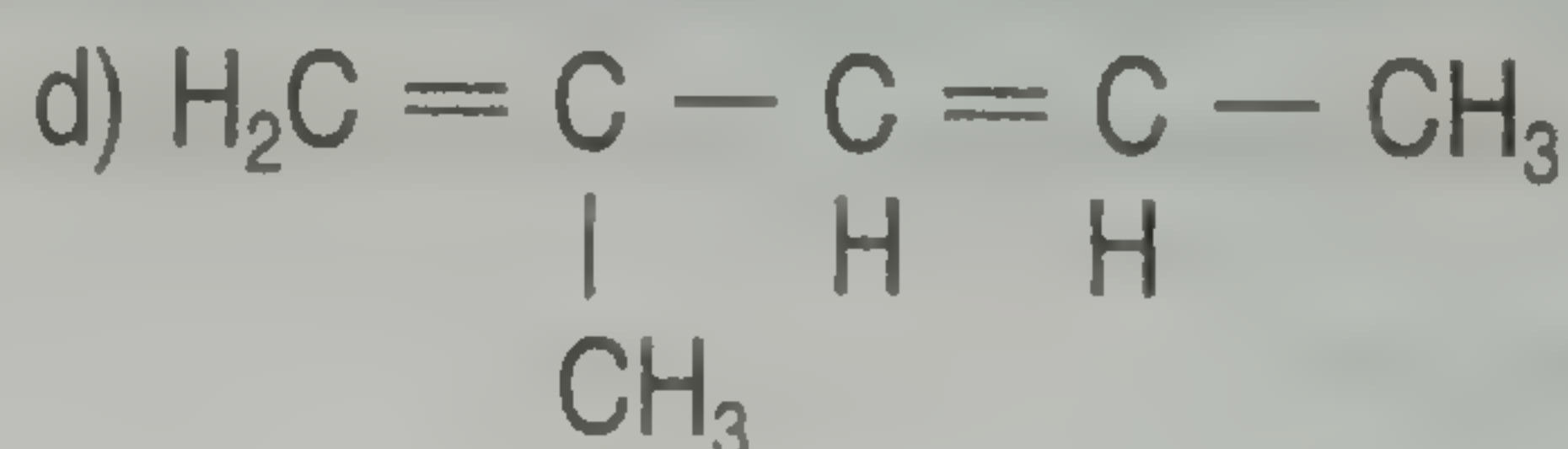
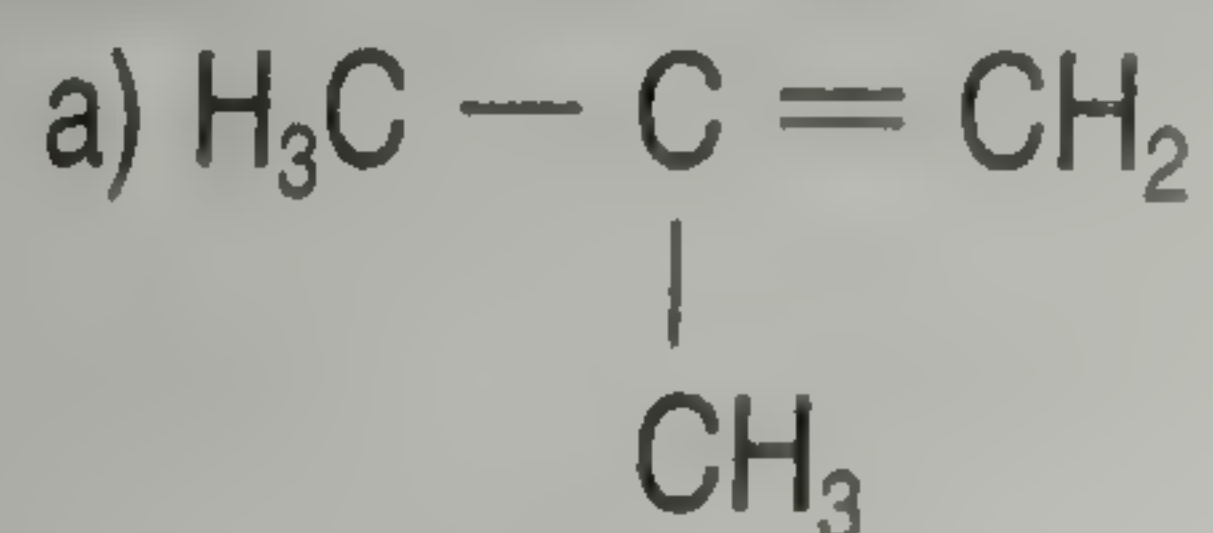
Seguem as regras gerais de nomenclatura, observando-se que a numeração da cadeia carbônica principal inicia-se na extremidade mais próxima da insaturação. No caso de dúvida, utiliza-se a regra dos menores números.

Exemplos:



EXERCÍCIOS

13. Dê os nomes oficiais dos hidrocarbonetos insaturados abaixo relacionados.



14. Dê as fórmulas estruturais dos hidrocarbonetos cujos nomes são:

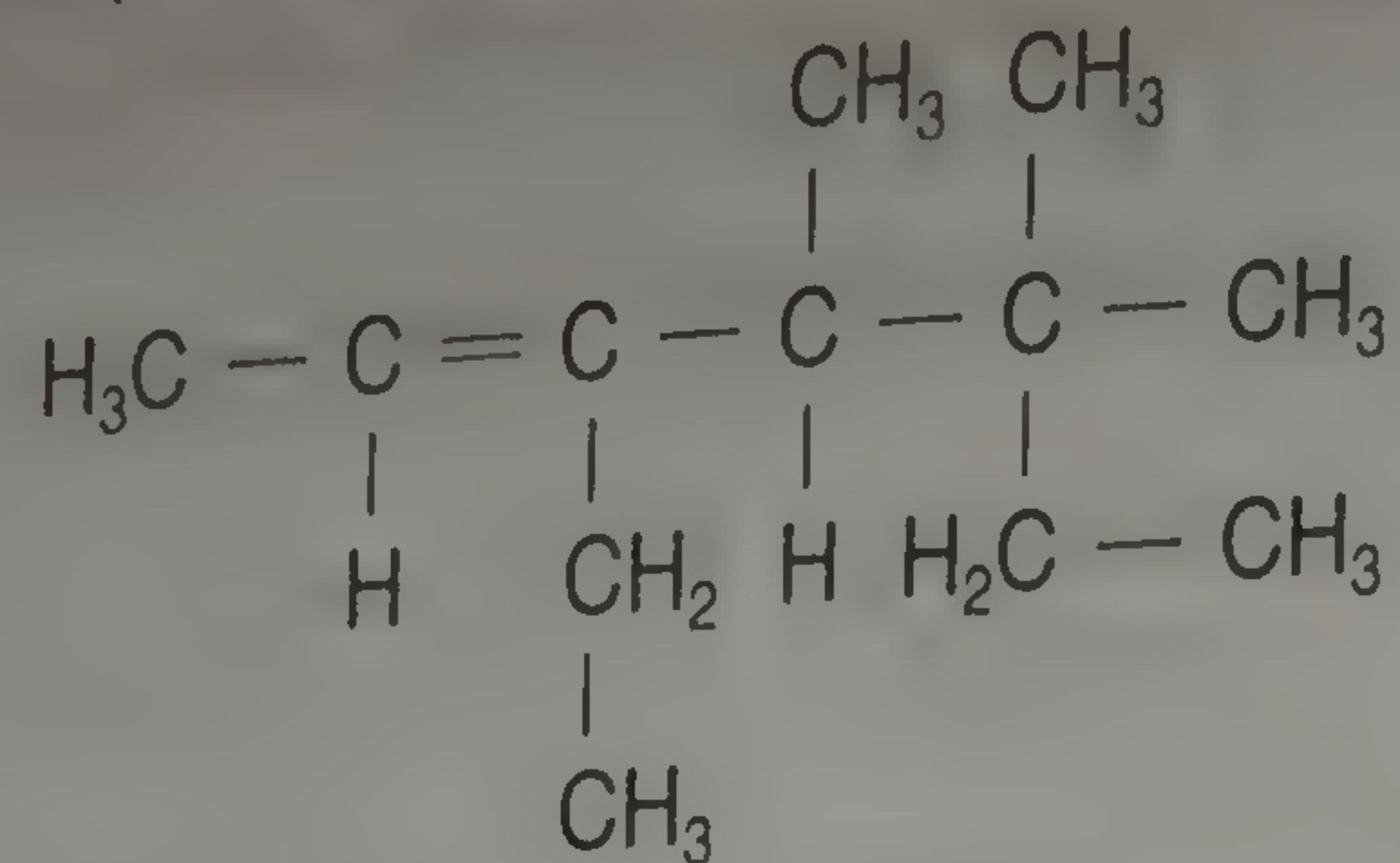
- 2,4-dimetil-3-etil-1-pentino;
- 1,3-butadieno;
- 2,5-dimetil-3-hexino.

15. Considerando a fórmula molecular C_4H_8 , determine as fórmulas estruturais dos alcenos possíveis e dê os nomes dos compostos correspondentes.

16. (FUCMT) A fórmula molecular C_5H_{10} pode representar o composto orgânico:

- 1-pentino.
- pentano.
- 1-pentino.
- dimetilpropano.
- 2-metilbutano.

17. (Unisinos-RS) Para o composto orgânico a seguir formulado:



aplicando a nomenclatura IUPAC, o seu nome correto é:

- a) 5-etil-3,3,4-trimetil-hepteno-5.
 b) 3,5-dietil-4,5-dimetil-hexeno-2.
 c) 2,4-dietil-2,3-dimetil-hexeno-4.

- d) 3-etil-4,5,5-propil-hepteno-2.
 e) 3-etil-4,5,5-trimetil-hepteno-2.

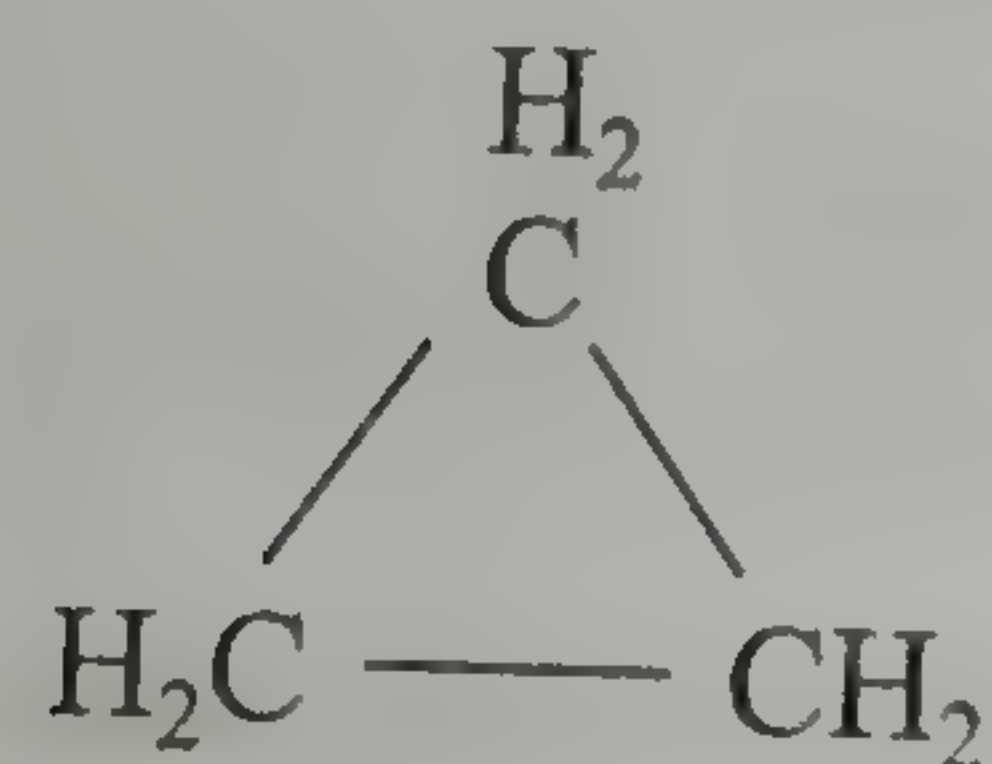
Observação

Alguns autores conservam ainda a indicação da insaturação depois do nome e não antes, como sugere a IUPAC.

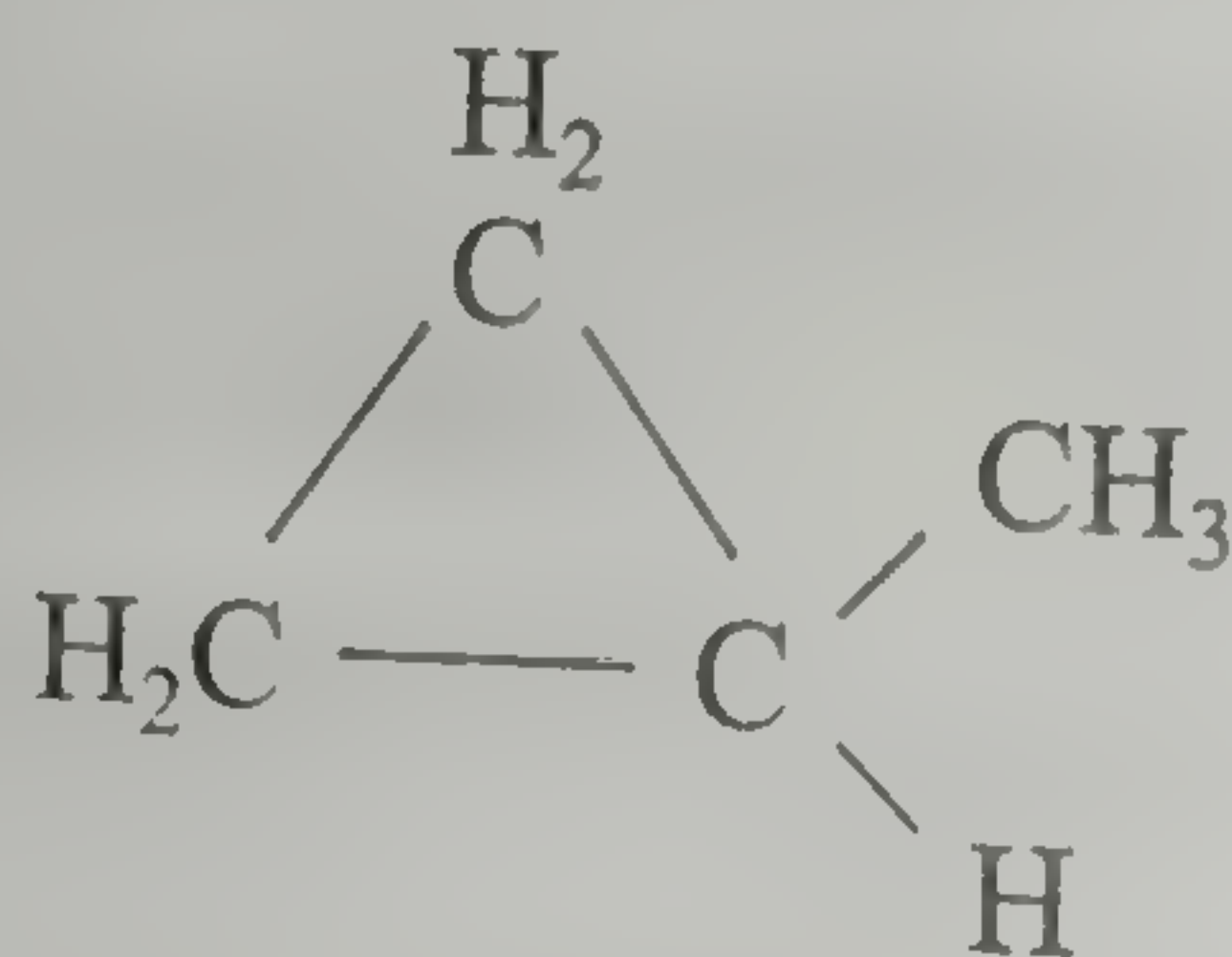
Ciclanos ou cicloparafinas

A nomenclatura é feita de modo semelhante à dos alcanos, introduzindo-se a palavra *ciclo*. Havendo mais de uma ramificação, numeram-se os carbonos do anel a partir do C que contém os radicais mais simples.

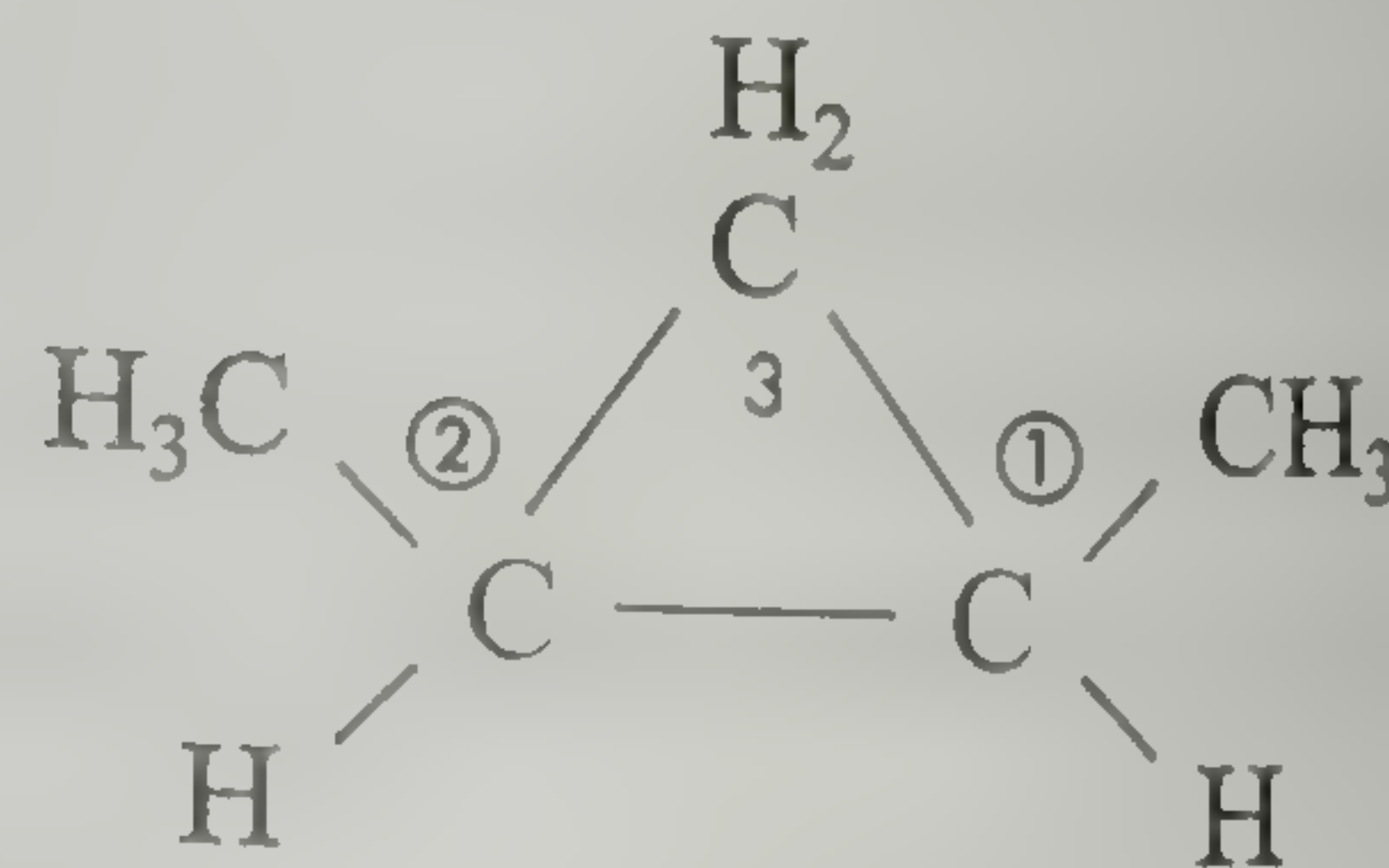
Exemplos:



ciclopropano



metilciclopropano

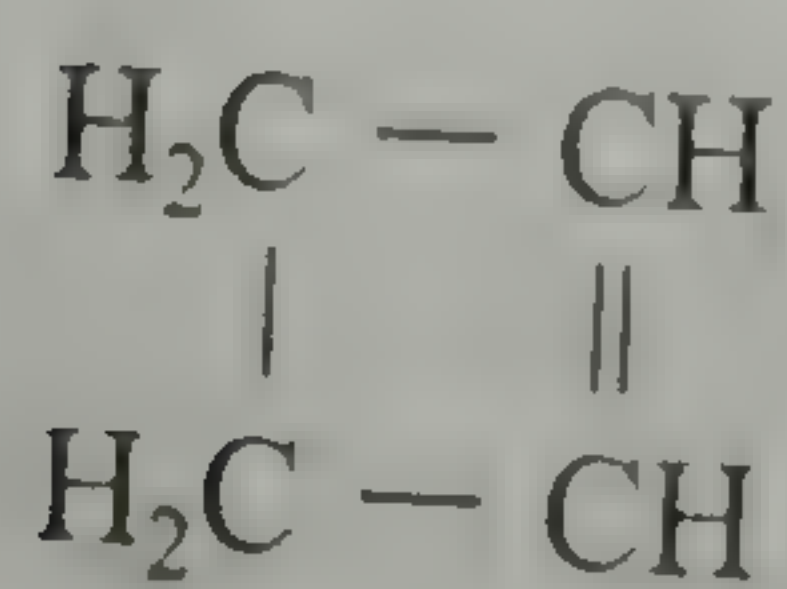


1,2-dimetilciclopropano

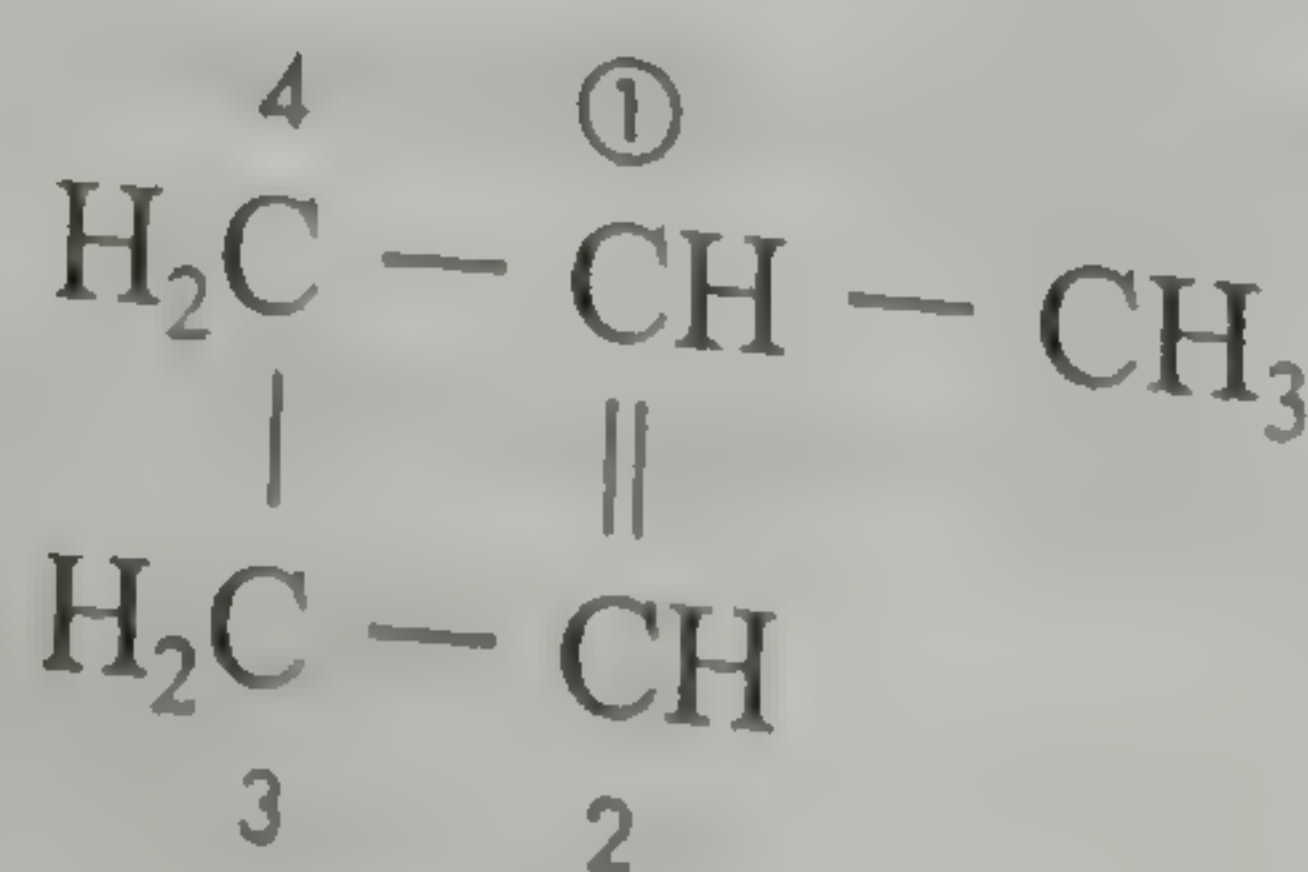
Ciclenos ou cicloalquenos

A nomenclatura é feita de modo semelhante à dos ciclanos, substituindo-se a terminação *ano* por *eno*. Para ciclenos ramificados, considera-se sempre a dupla ligação entre os carbonos 1 e 2. Em caso de necessidade, usa-se a regra dos menores números.

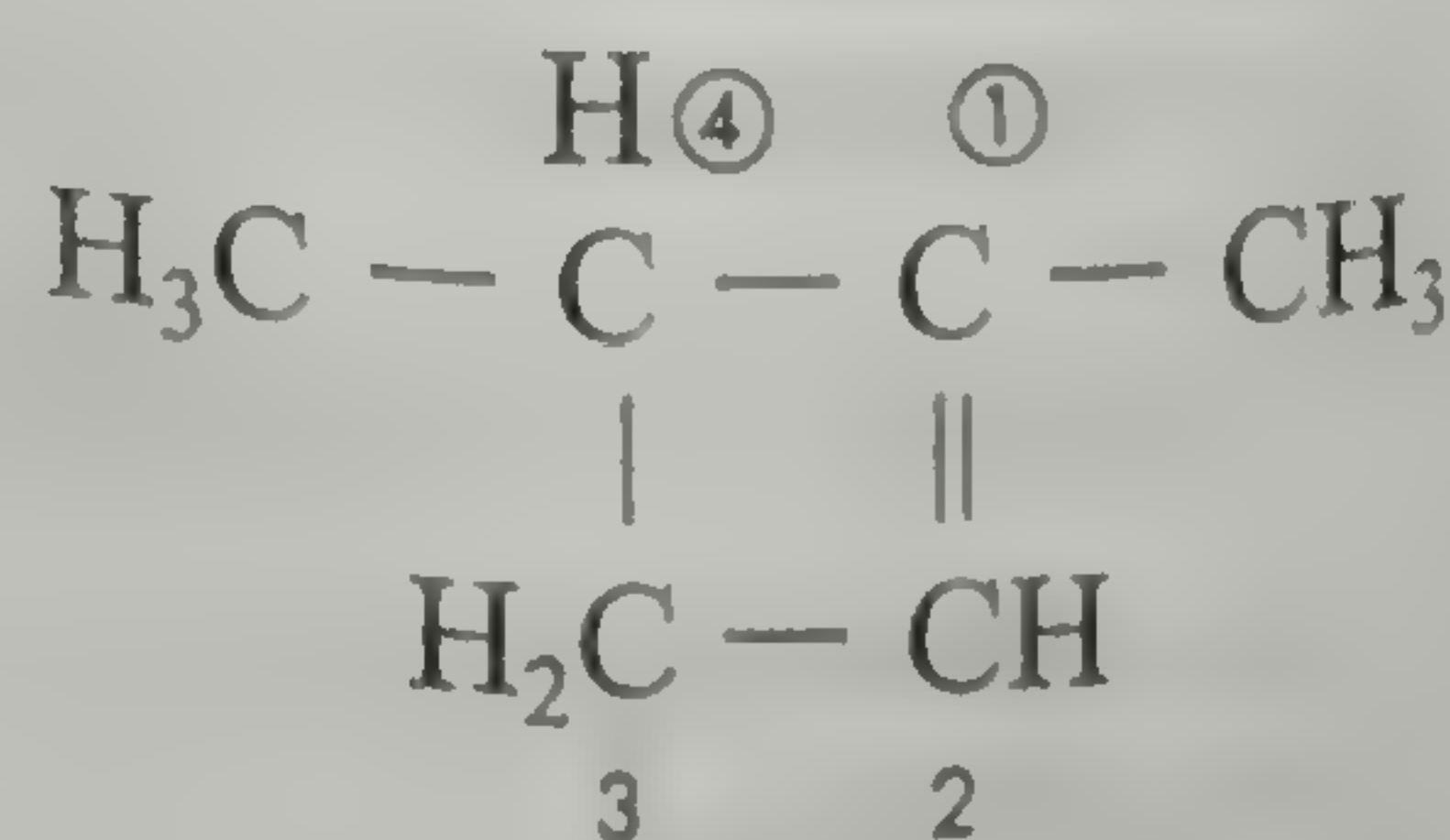
Exemplos:



ciclobuteno



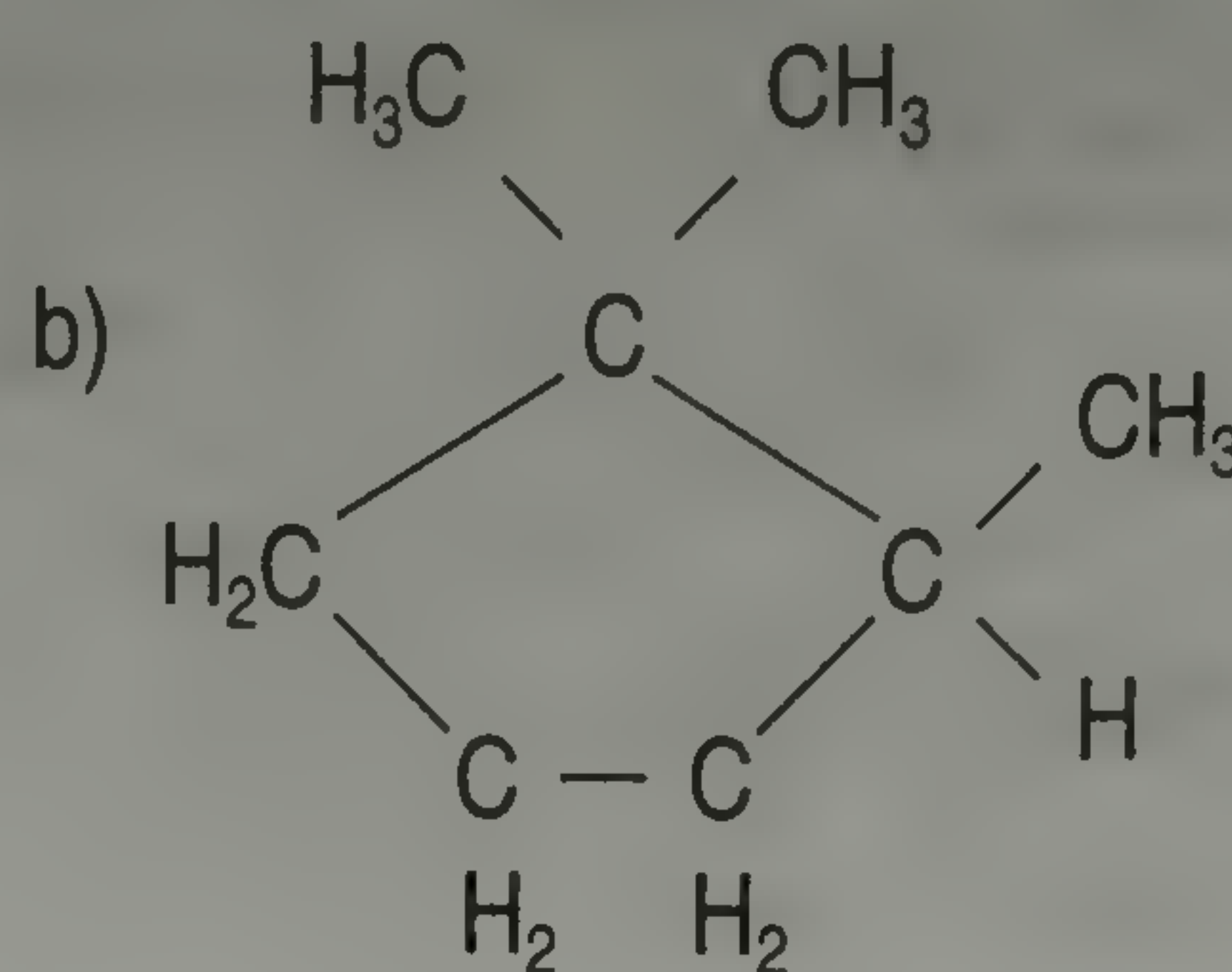
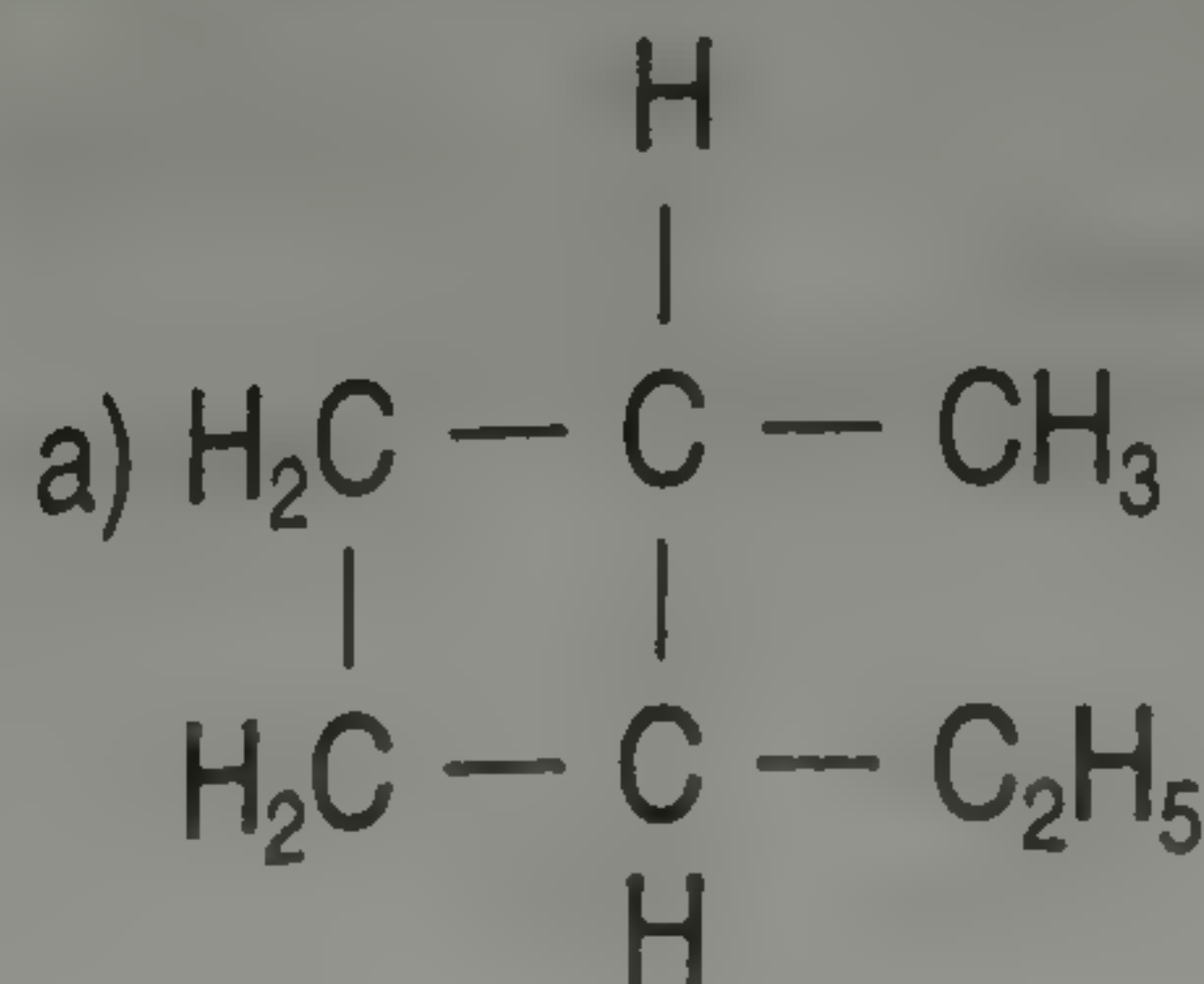
1-metilciclobuteno



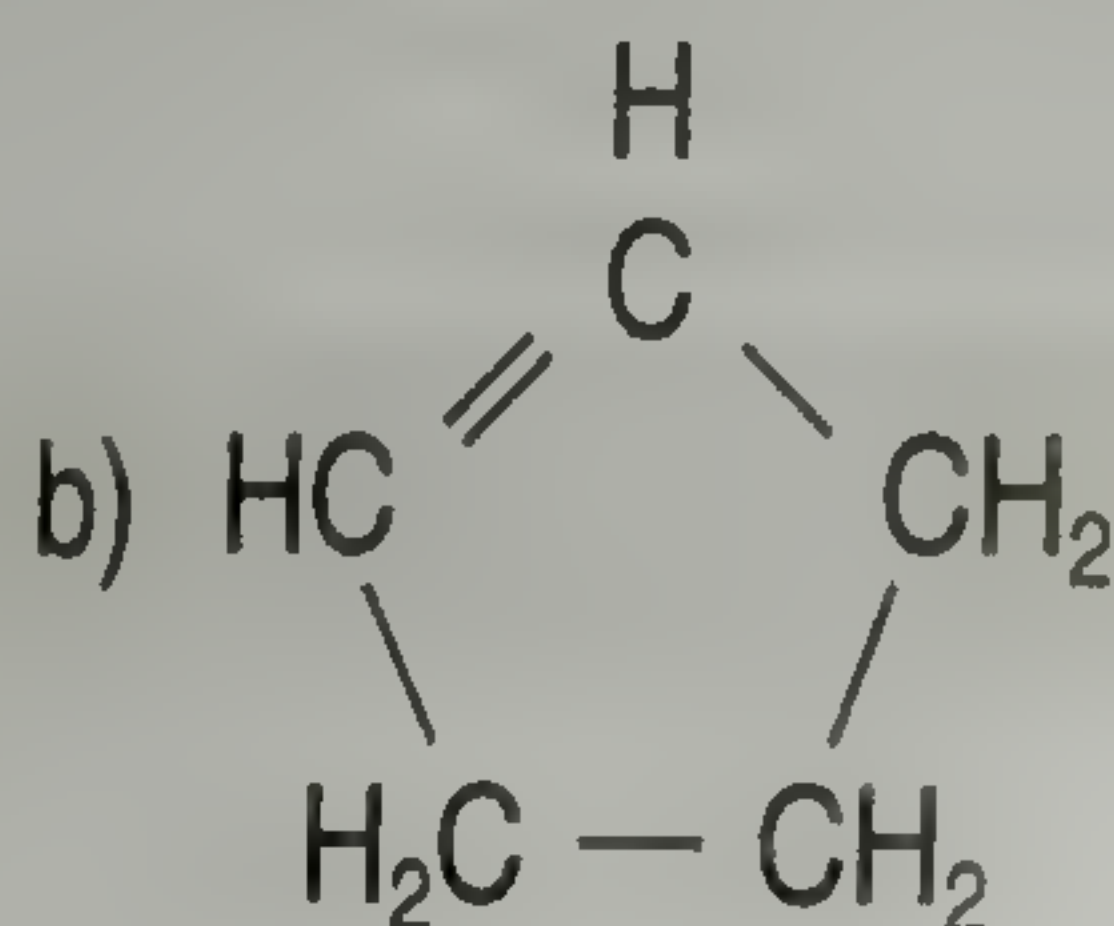
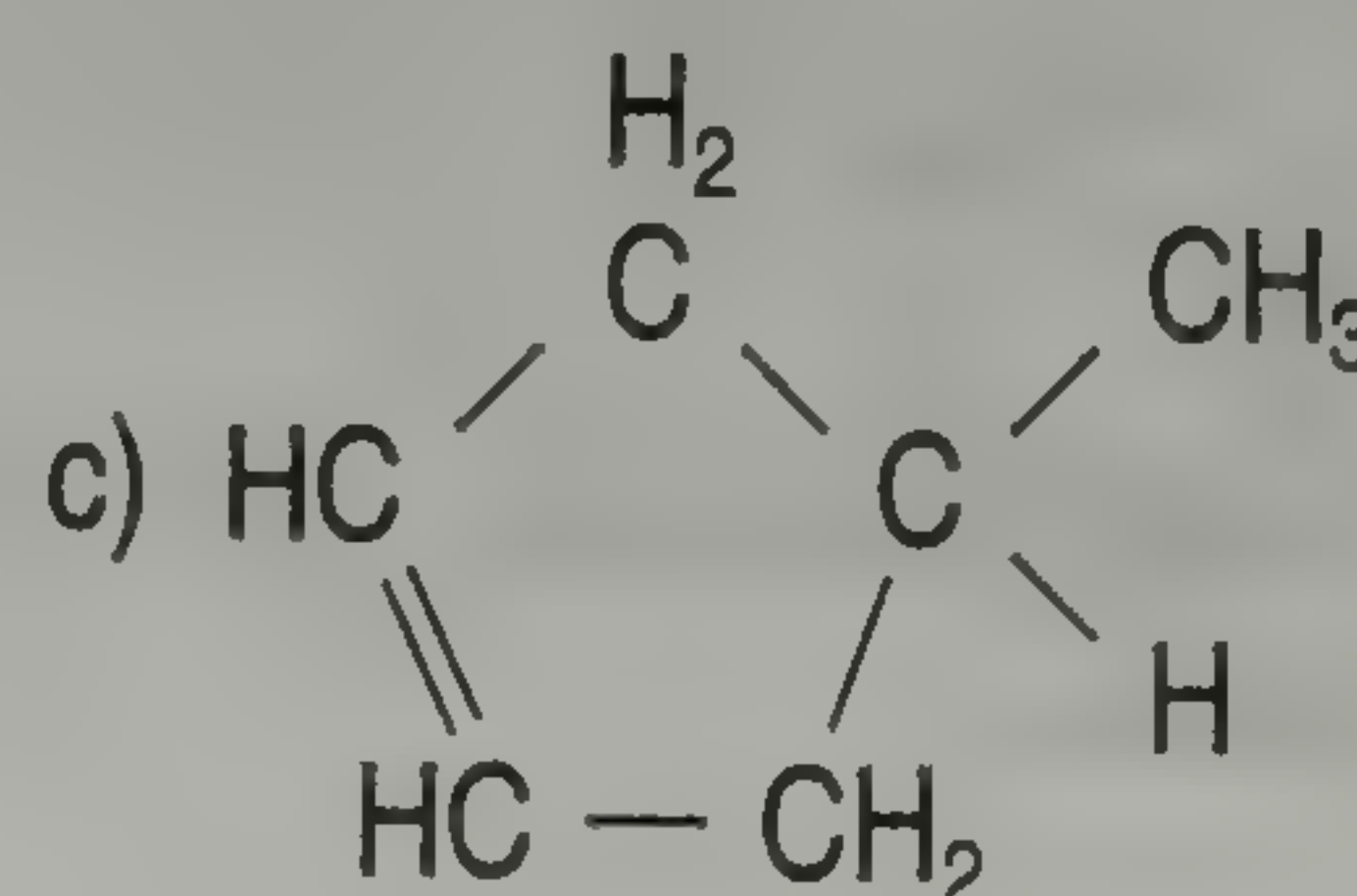
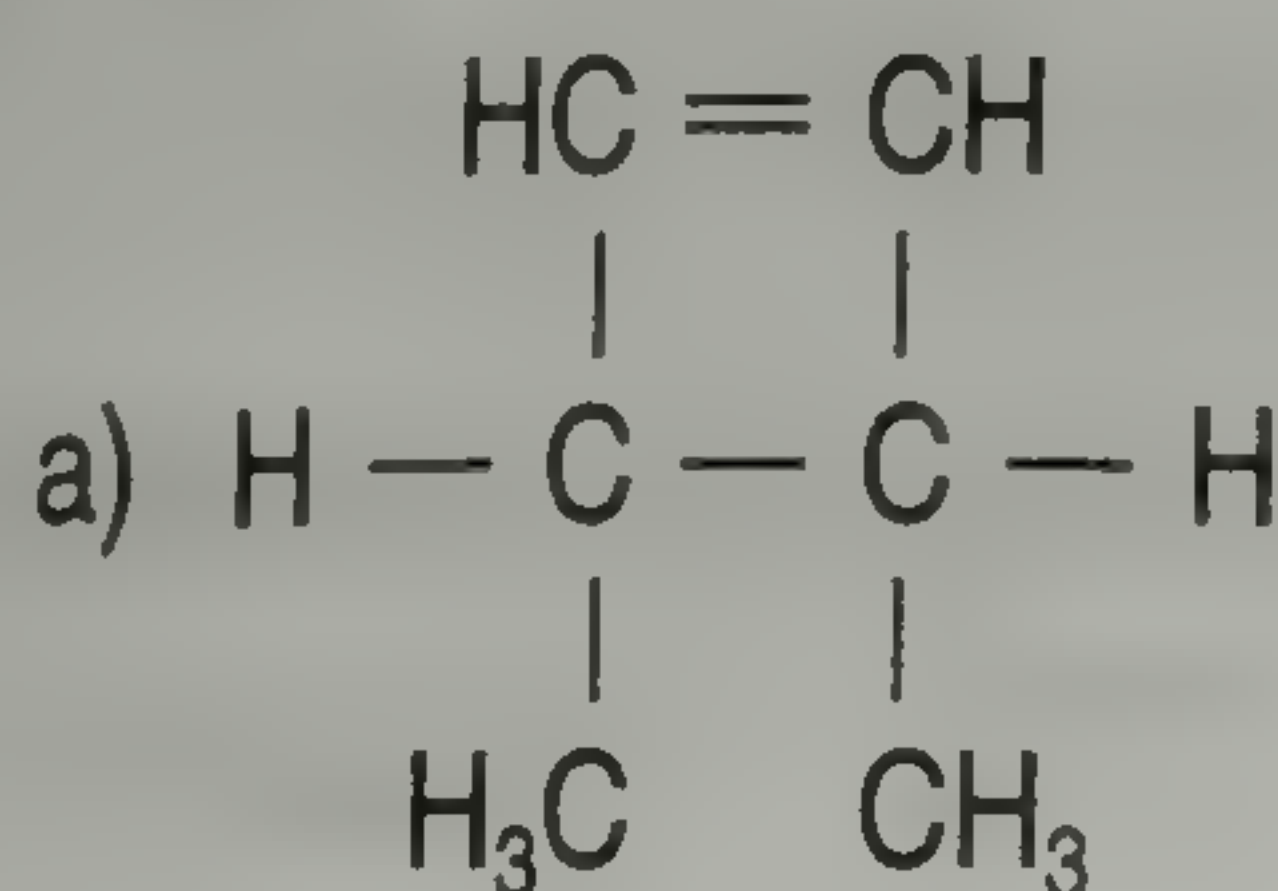
1,4-dimetil-1-ciclobuteno

EXERCÍCIOS

18. Dê os nomes oficiais dos ciclanos cujas fórmulas estruturais são:



19. Dê os nomes oficiais dos ciclenos cujas fórmulas estruturais são:



20. Dê as fórmulas estruturais e moleculares dos seguintes compostos:

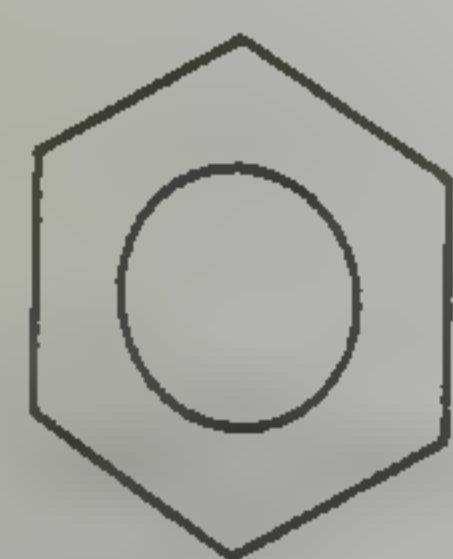
- 1-metil-3-etilciclo-hexano;
- 3-etilciclo-hexeno.

375

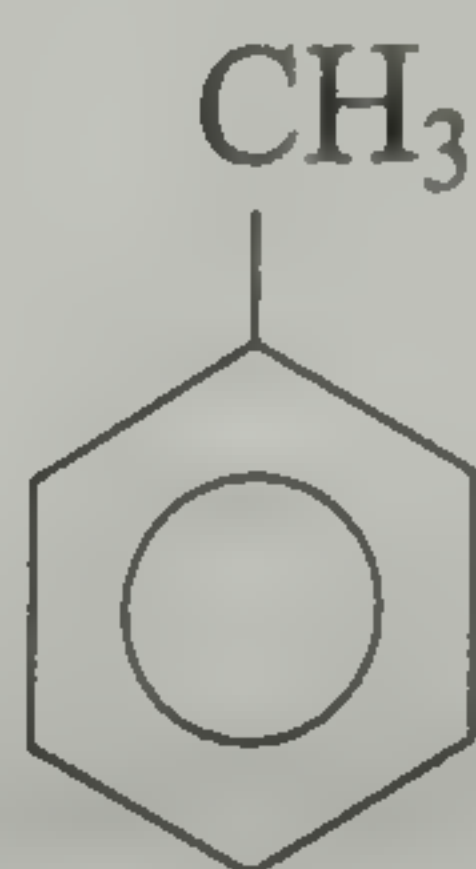
Hidrocarbonetos aromáticos

Esses hidrocarbonetos, de um modo geral, são considerados como derivados do benzeno. Vários desses compostos são mais conhecidos pelos nomes usuais.

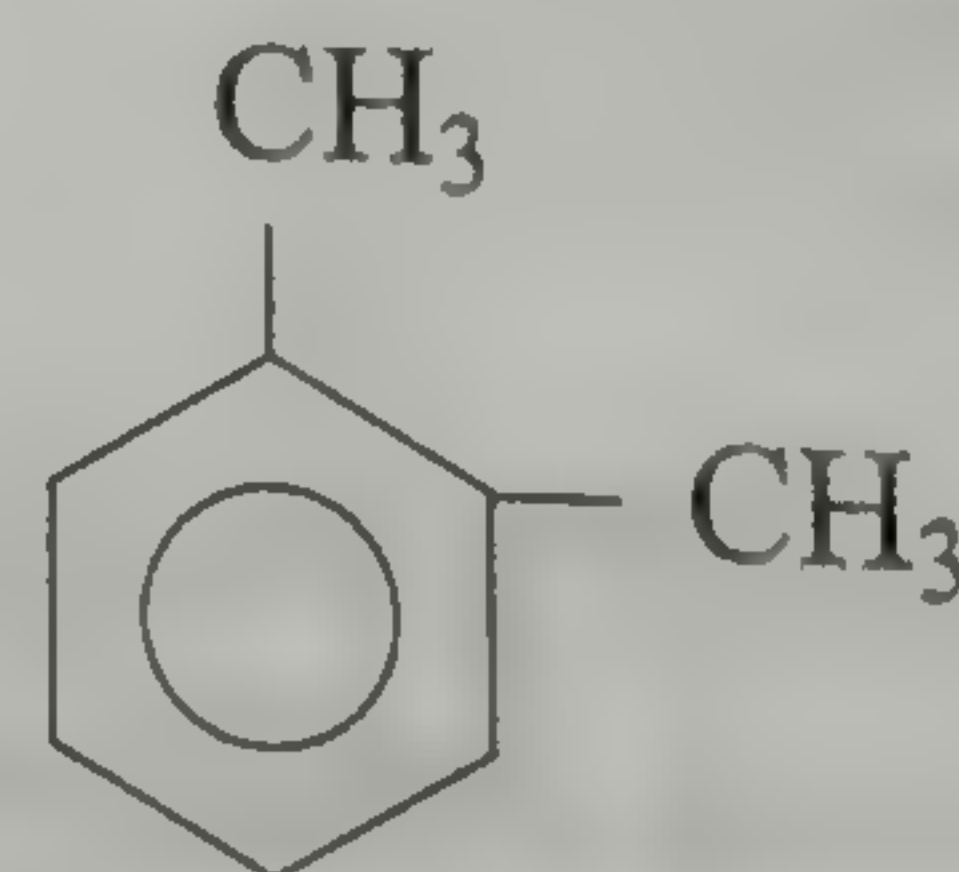
Exemplos:



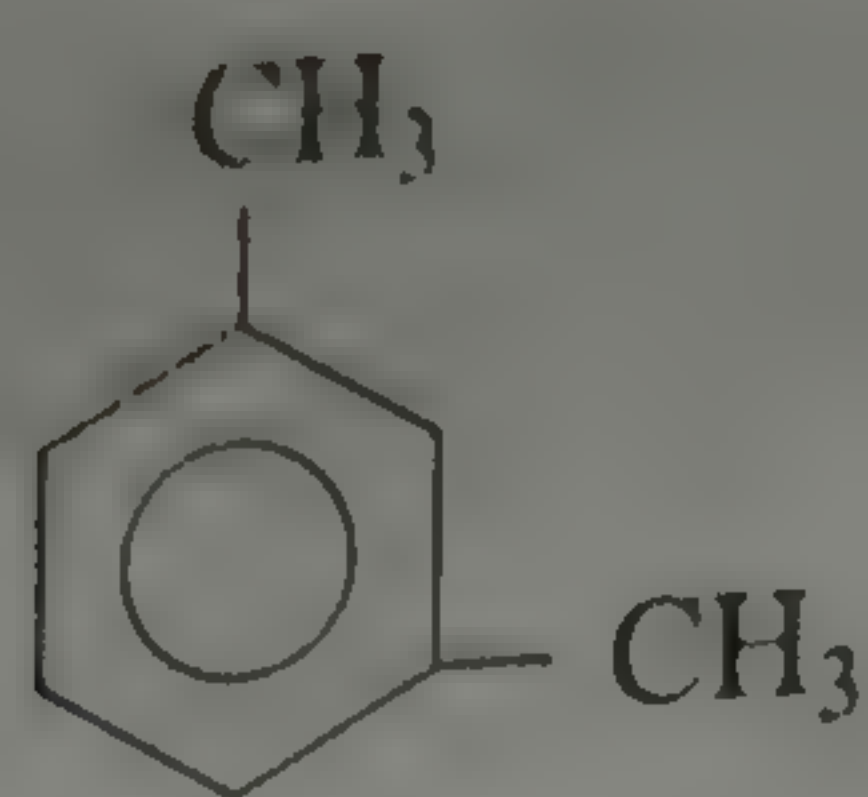
benzeno



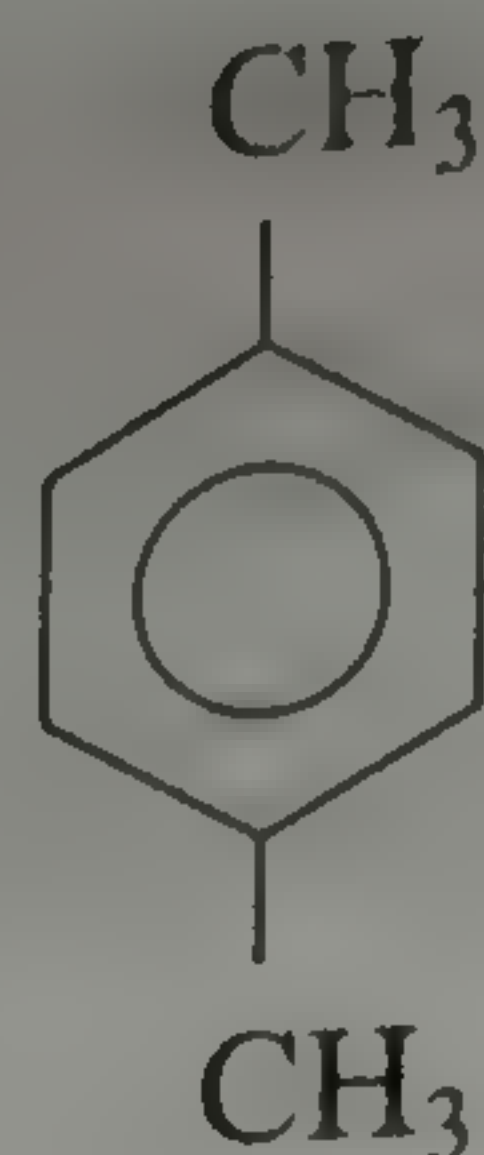
metilbenzeno
ou tolueno



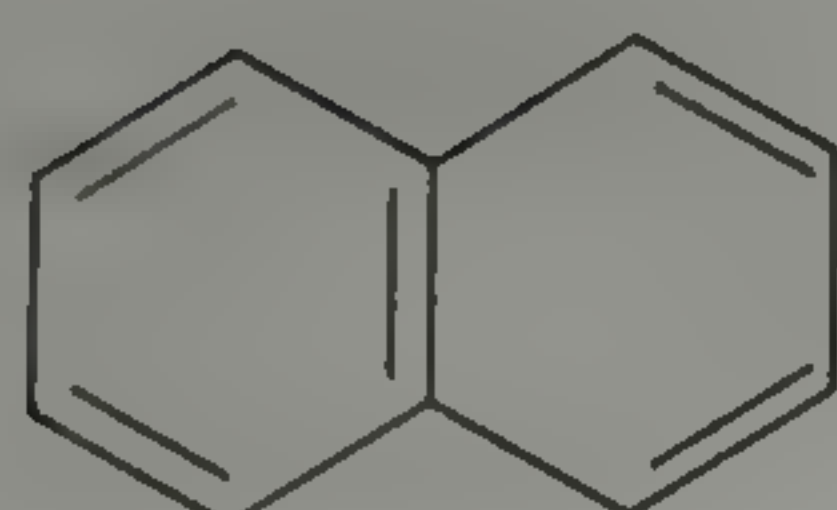
1,2-dimetilbenzeno
ou ortoxileno
ou o-xileno



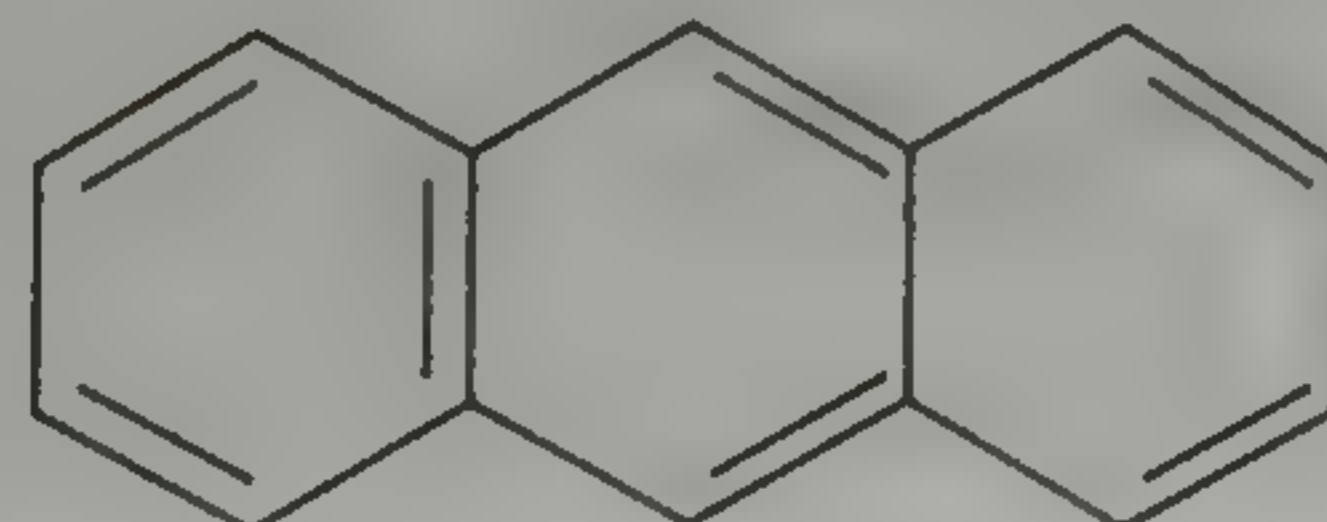
1,3-dimetilbenzeno
ou metaxileno
ou m-xileno



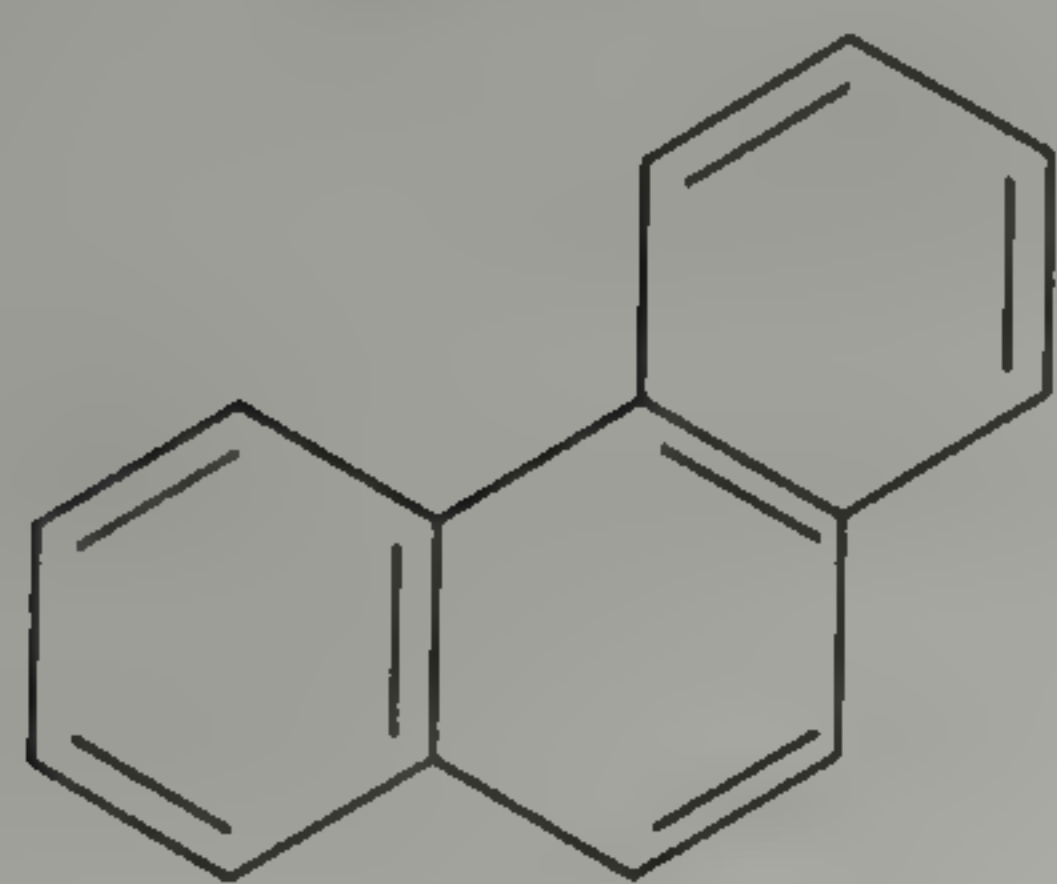
1,4-dimetilbenzeno
ou paraxileno
ou p-xileno



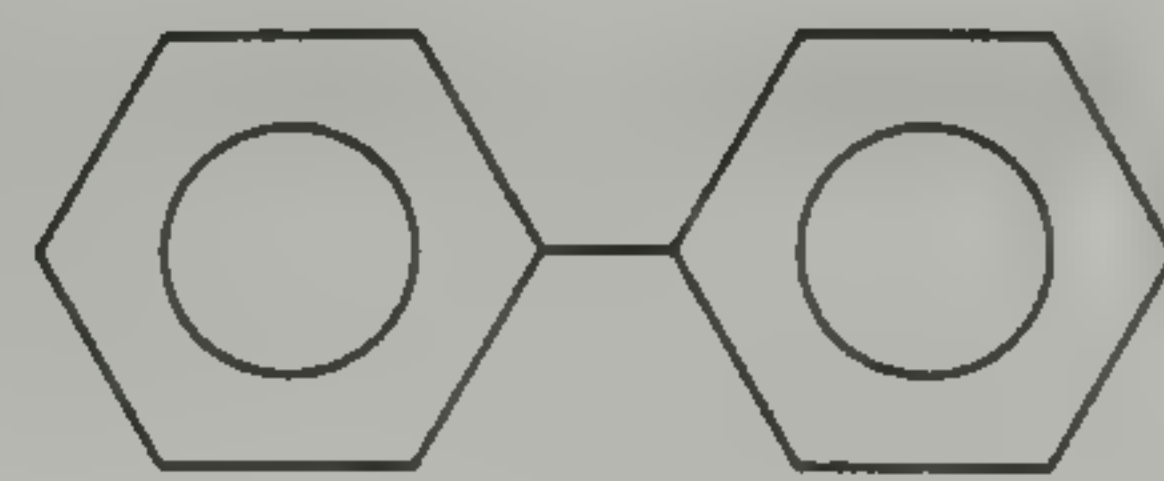
naftaleno



antraceno



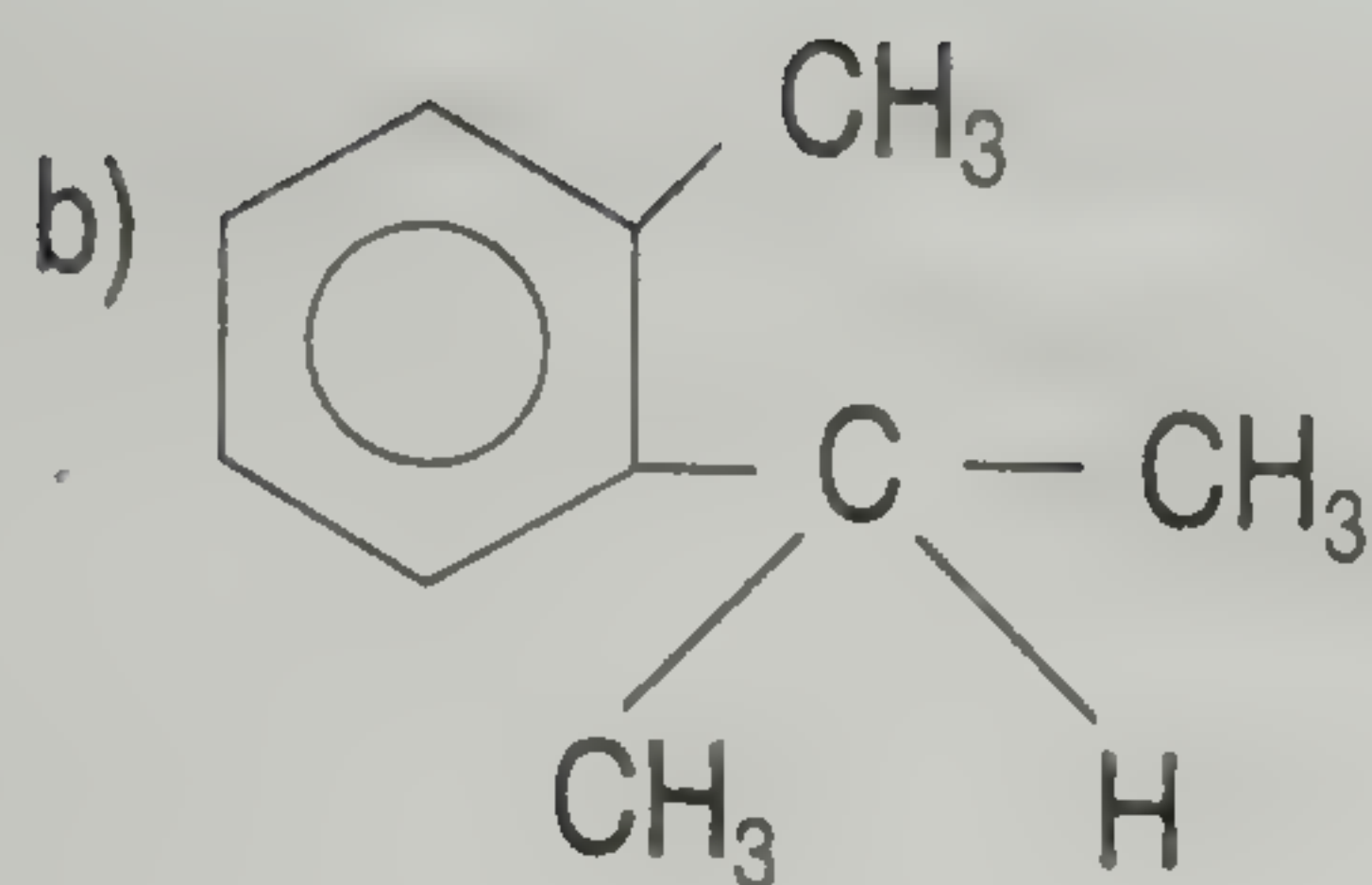
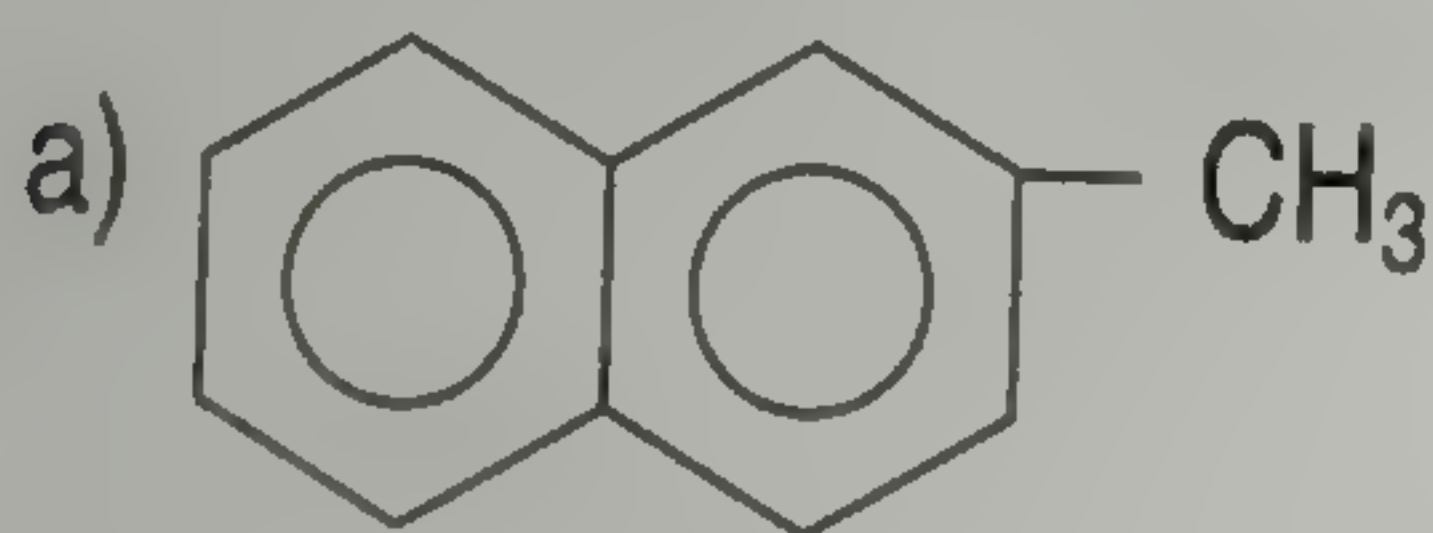
fenantreno



difenilo

EXERCÍCIOS

21. Dê o nome dos compostos abaixo:



22. Escreva as fórmulas estruturais dos compostos:

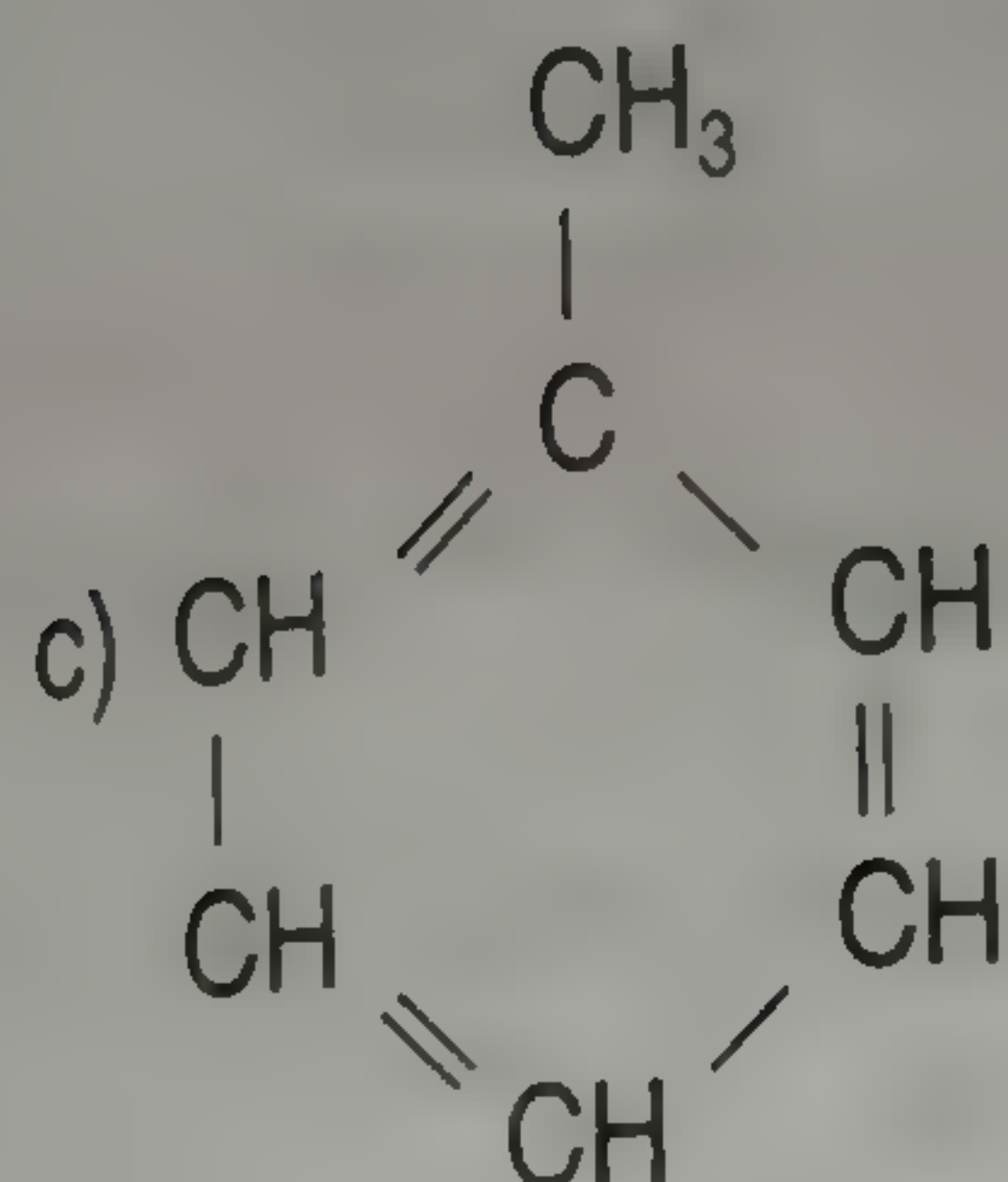
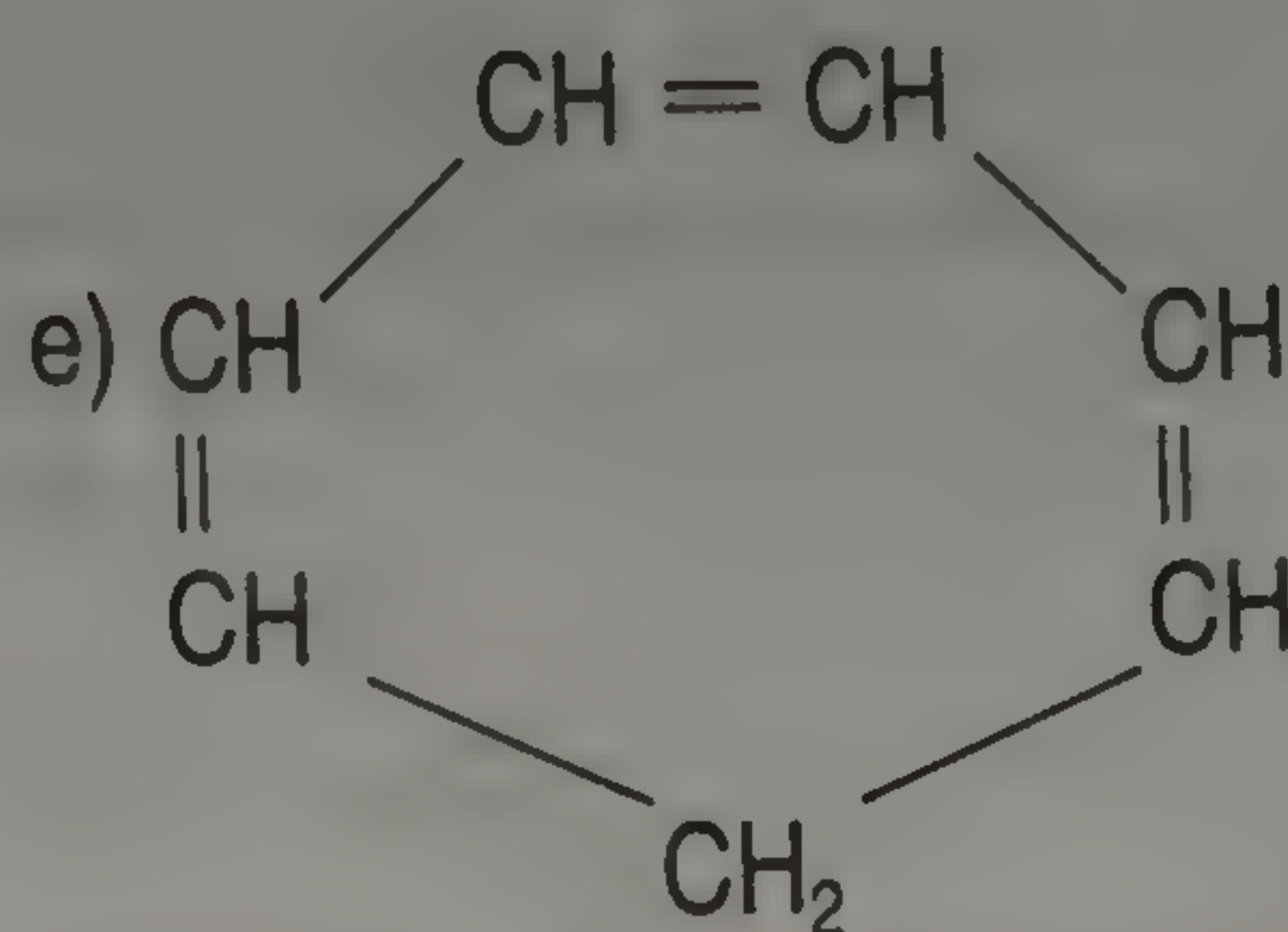
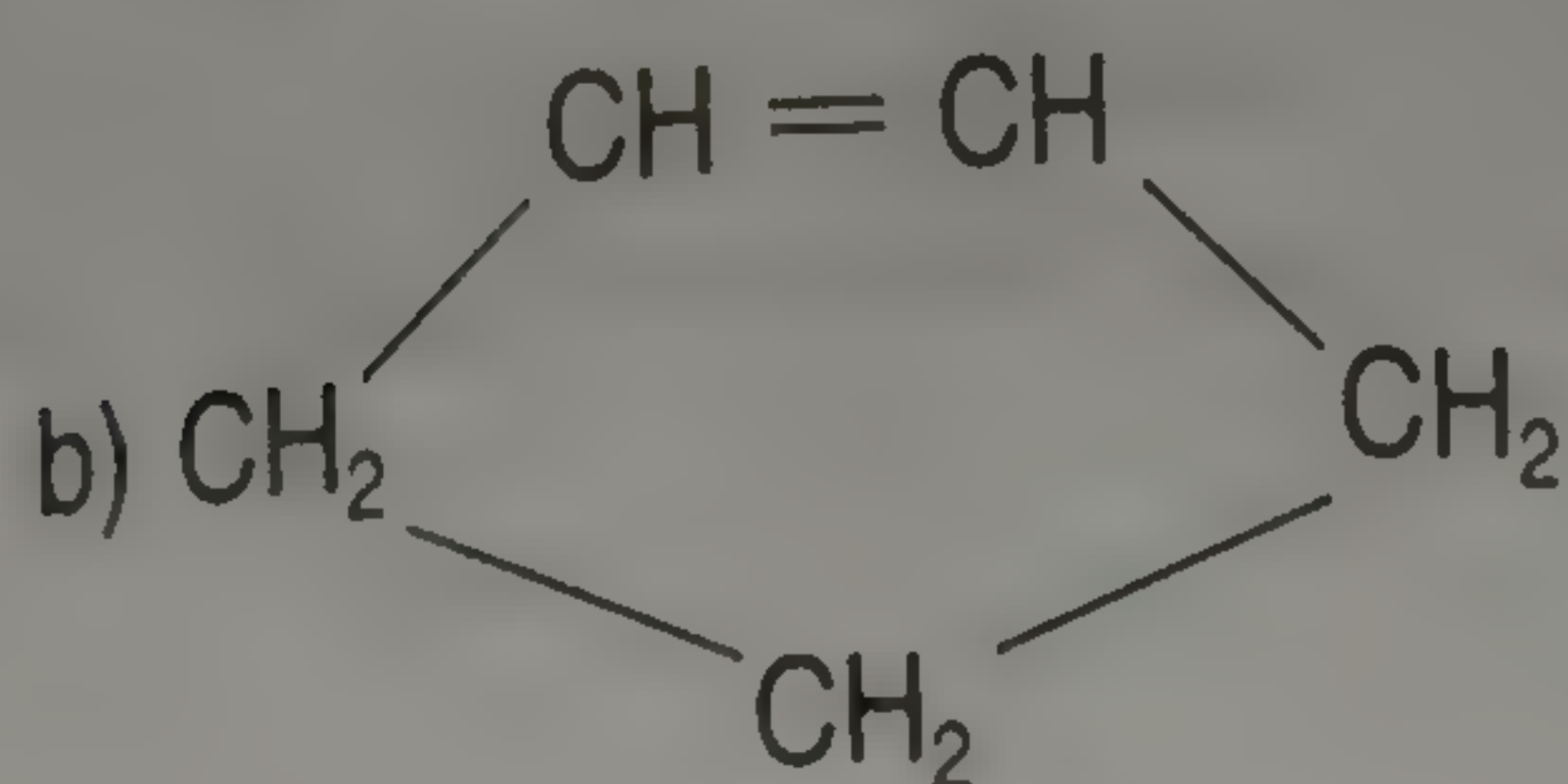
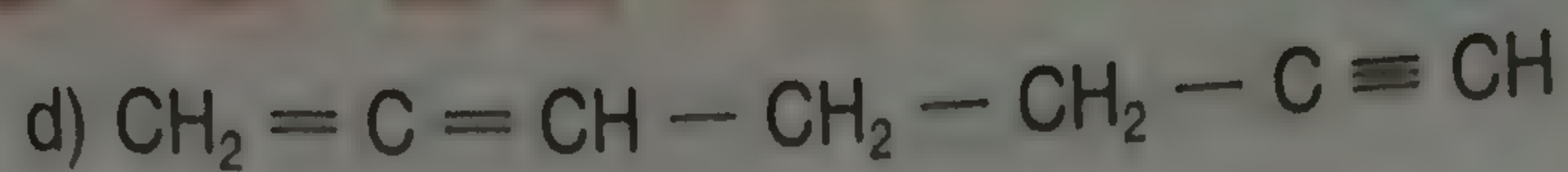
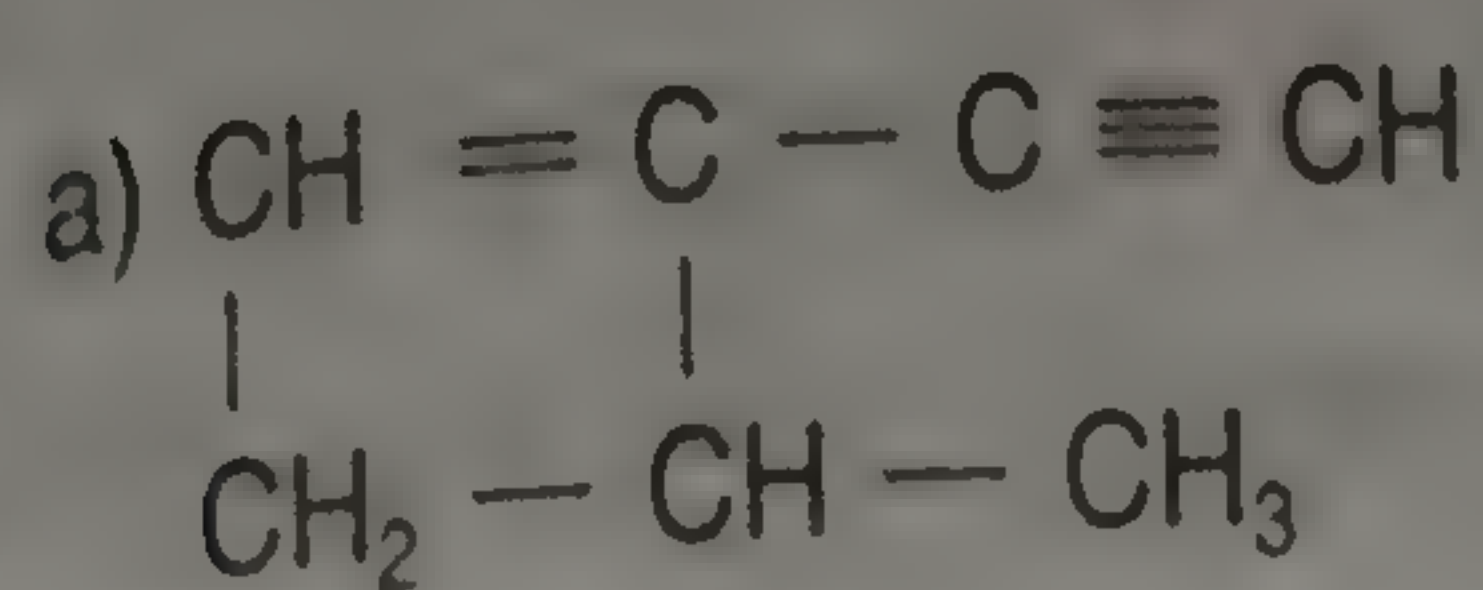
- 1-metil-2-etilbenzeno;
- antraceno.

23. Escreva as fórmulas moleculares do:

- naftaleno;
- difenilo.

24. (USJT-SP) "Diga não às drogas."

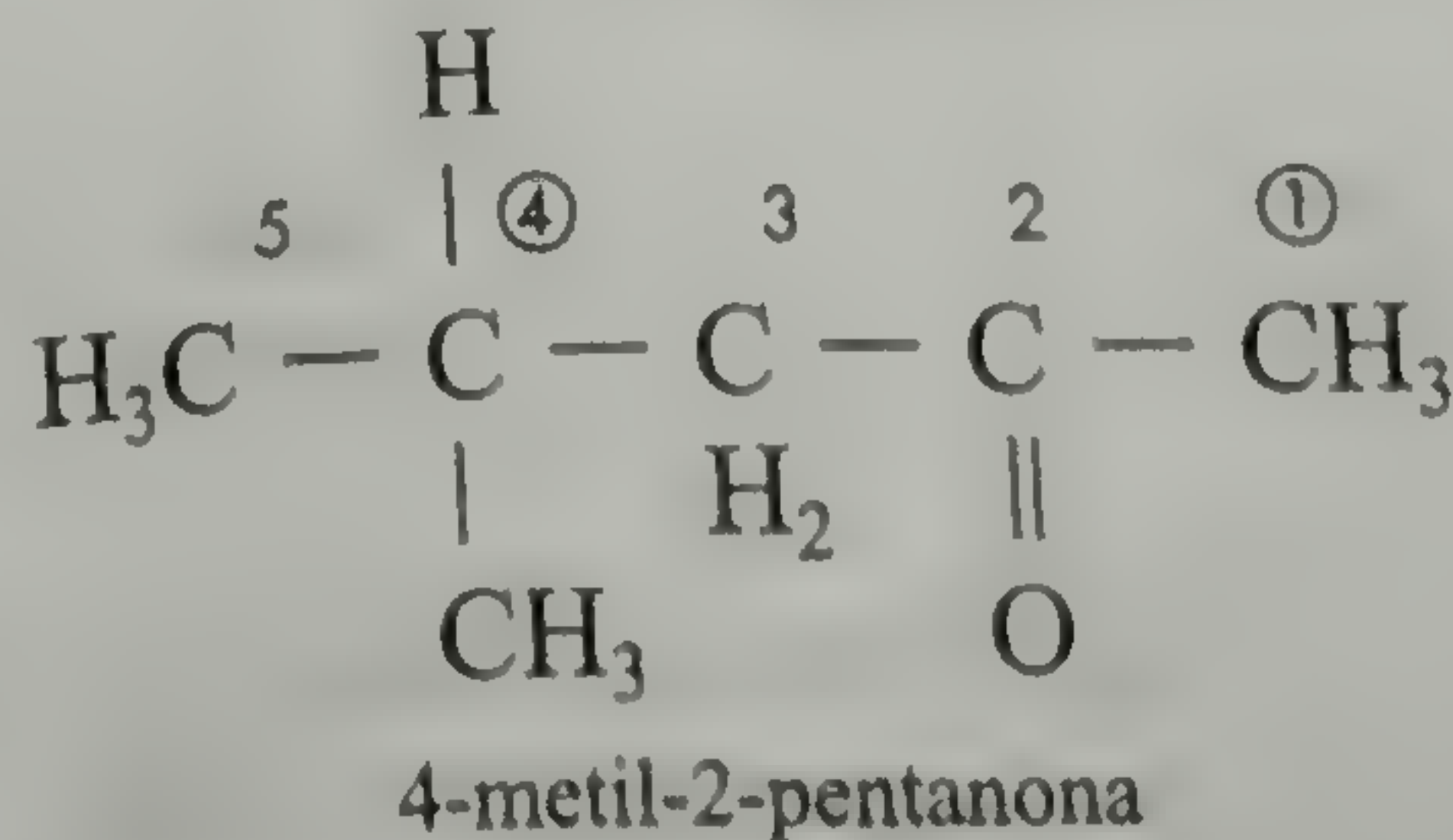
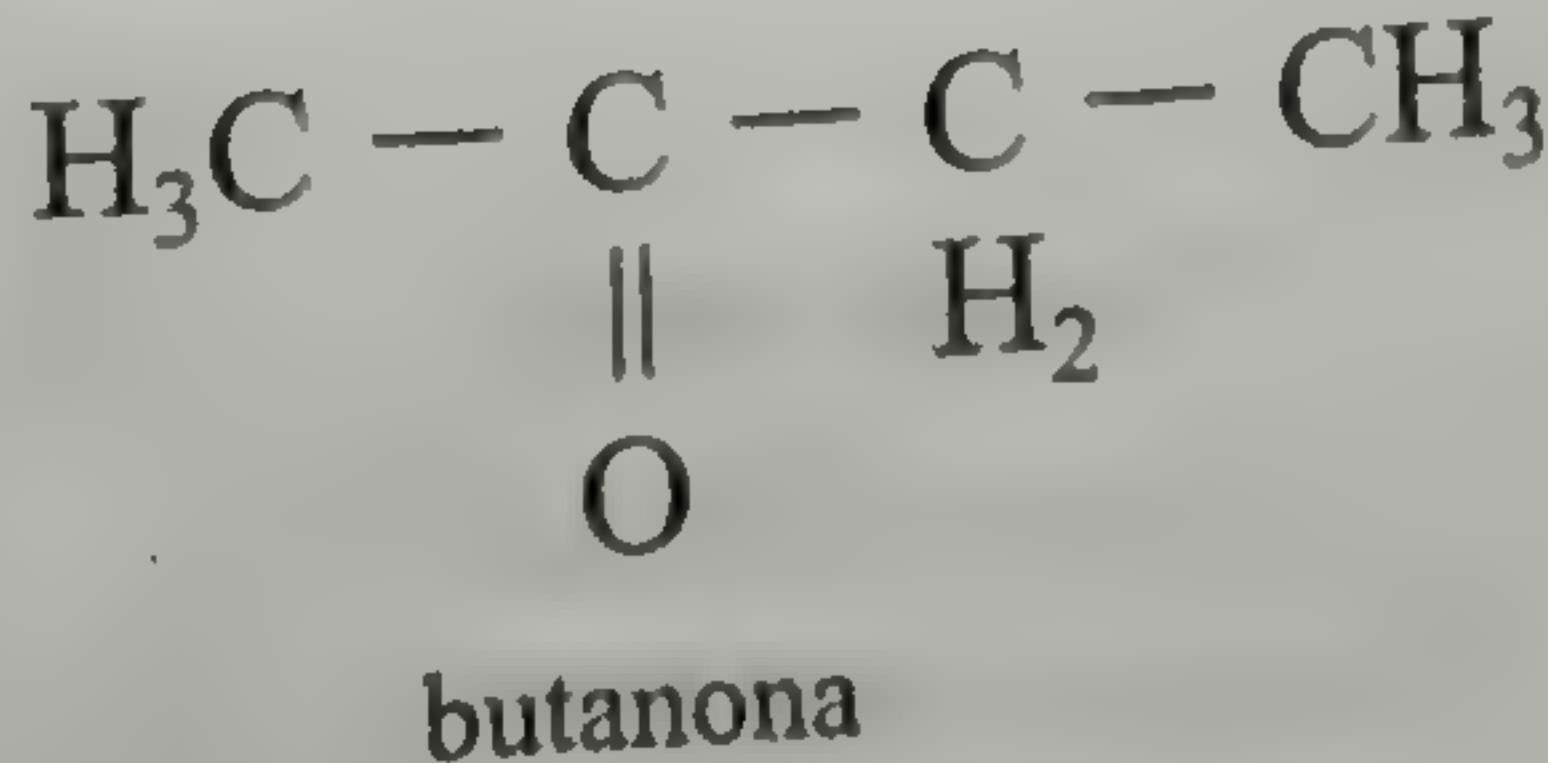
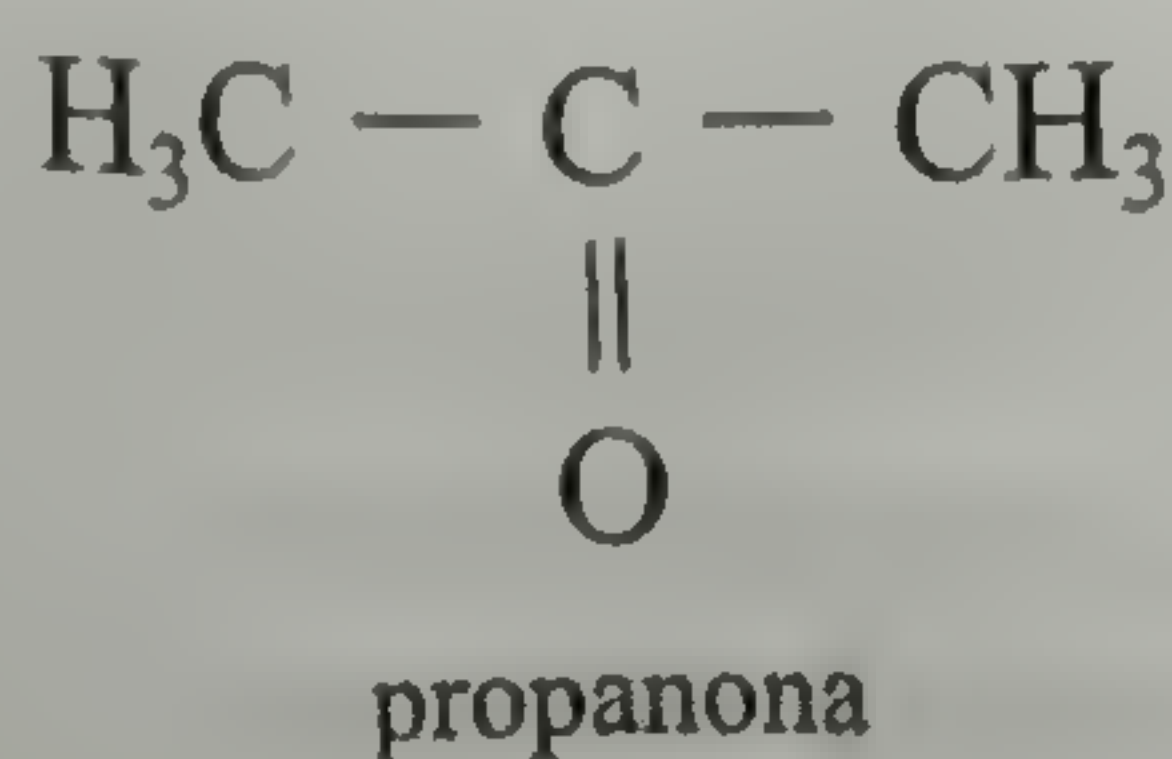
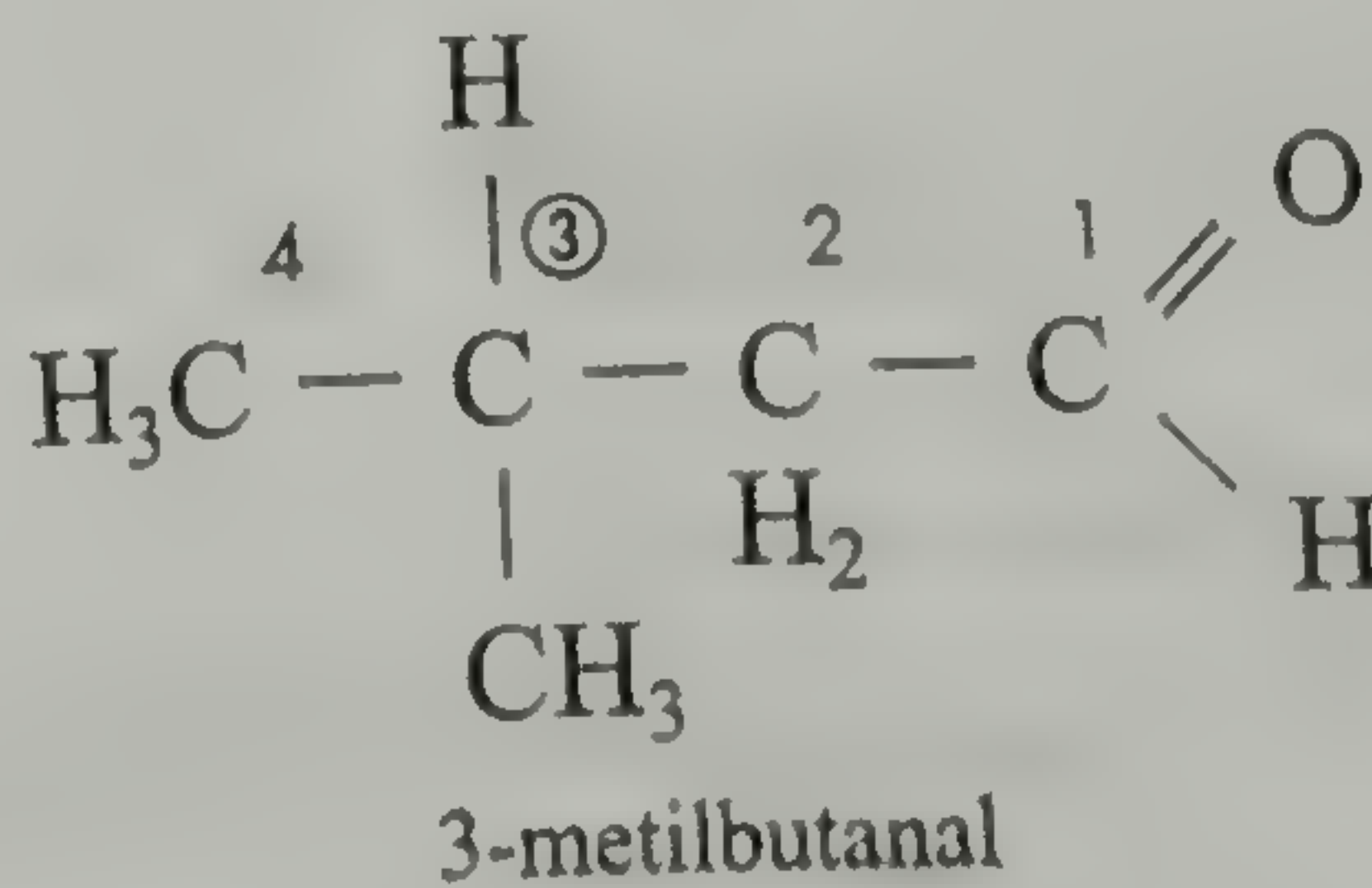
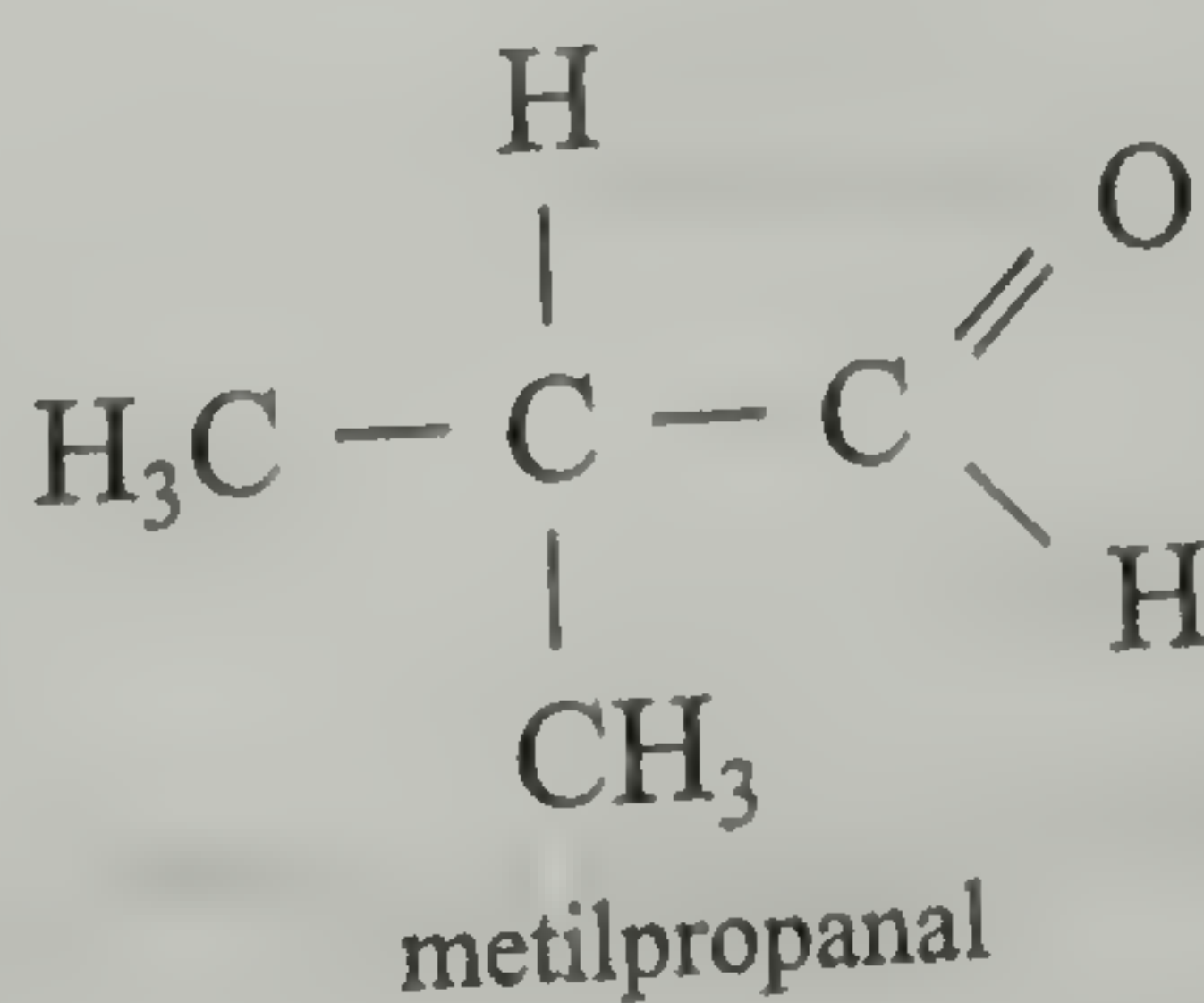
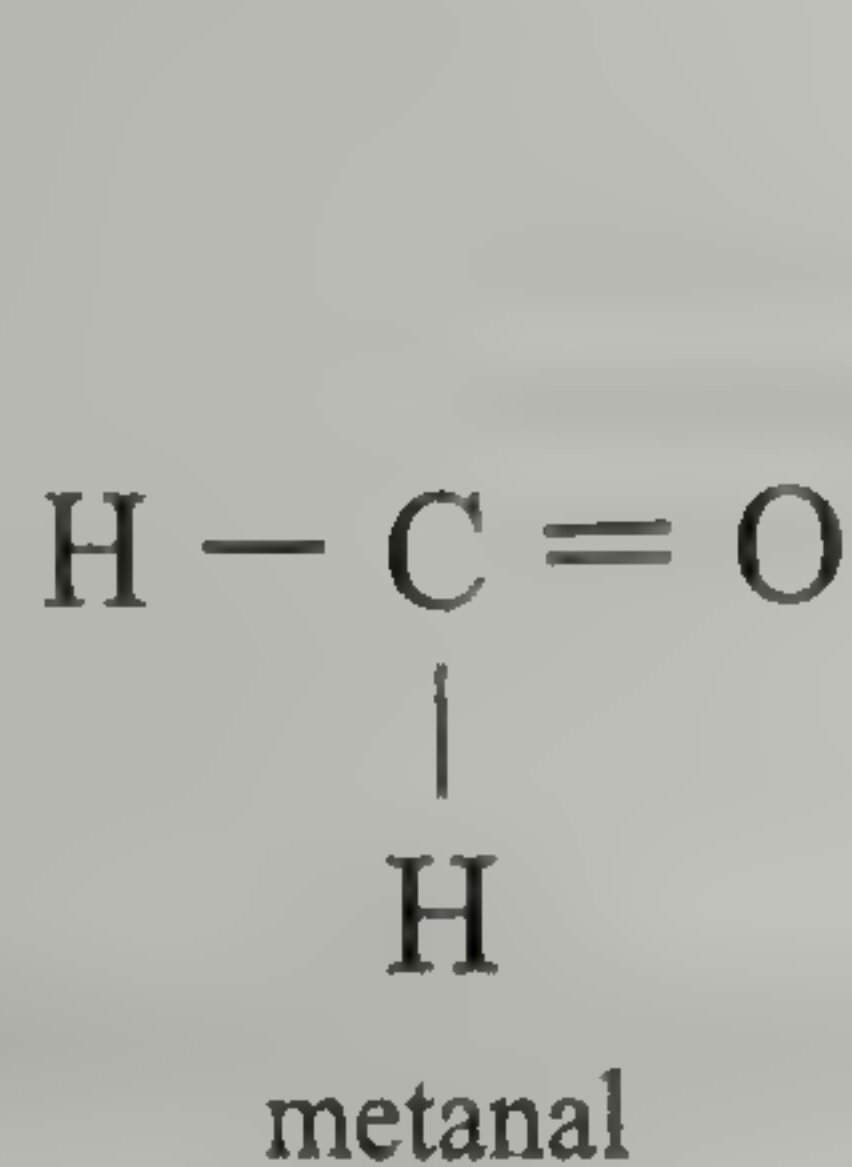
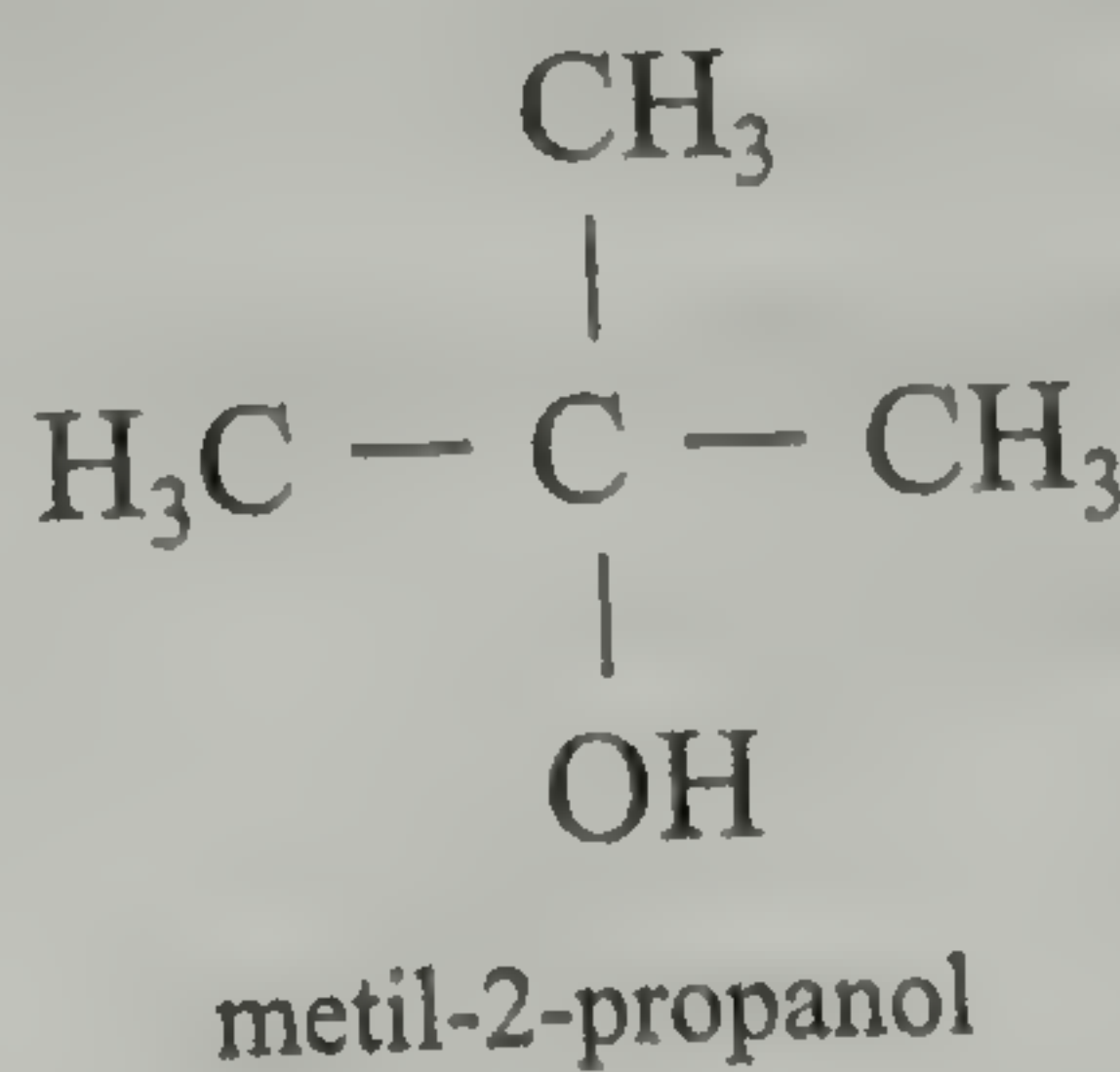
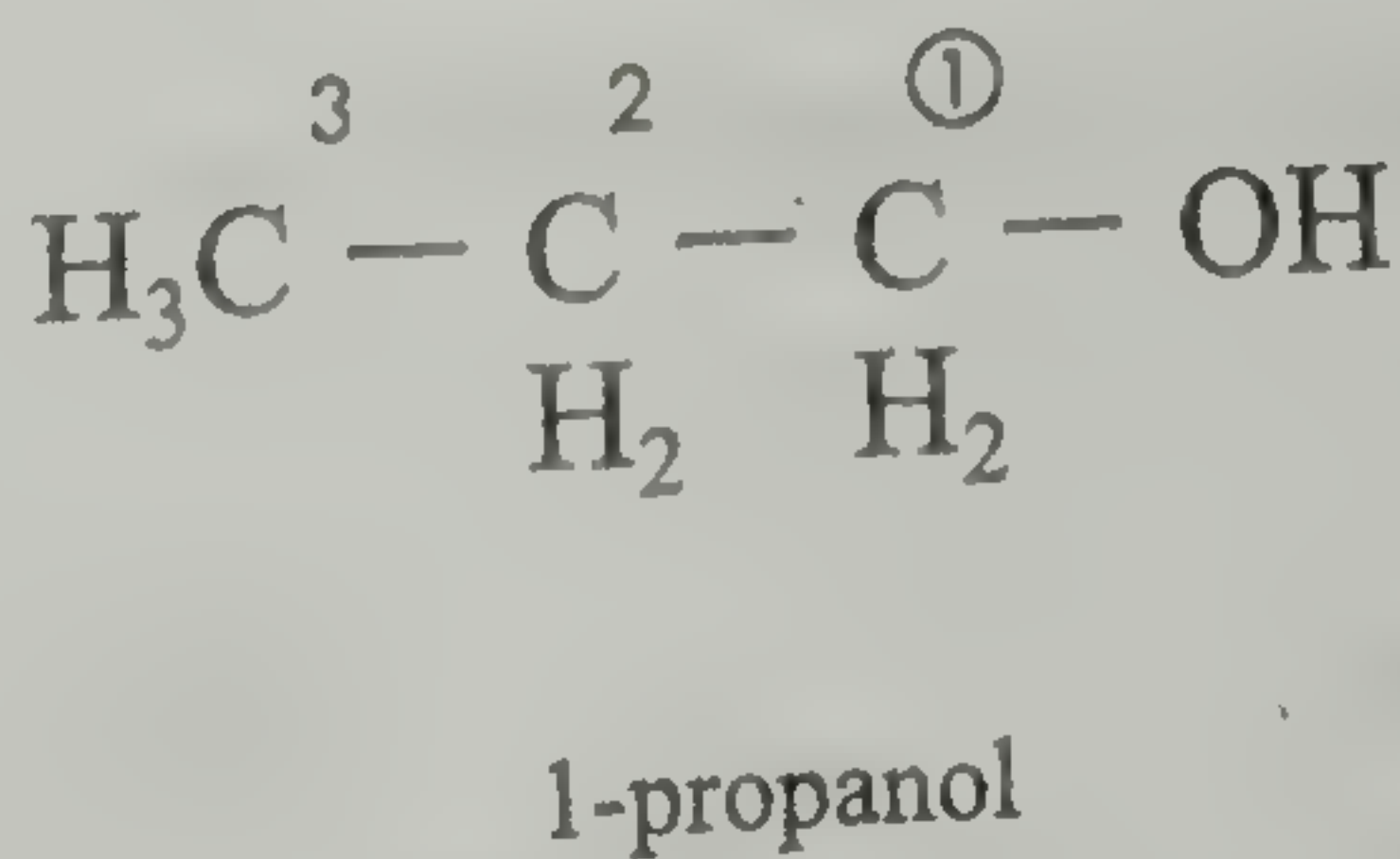
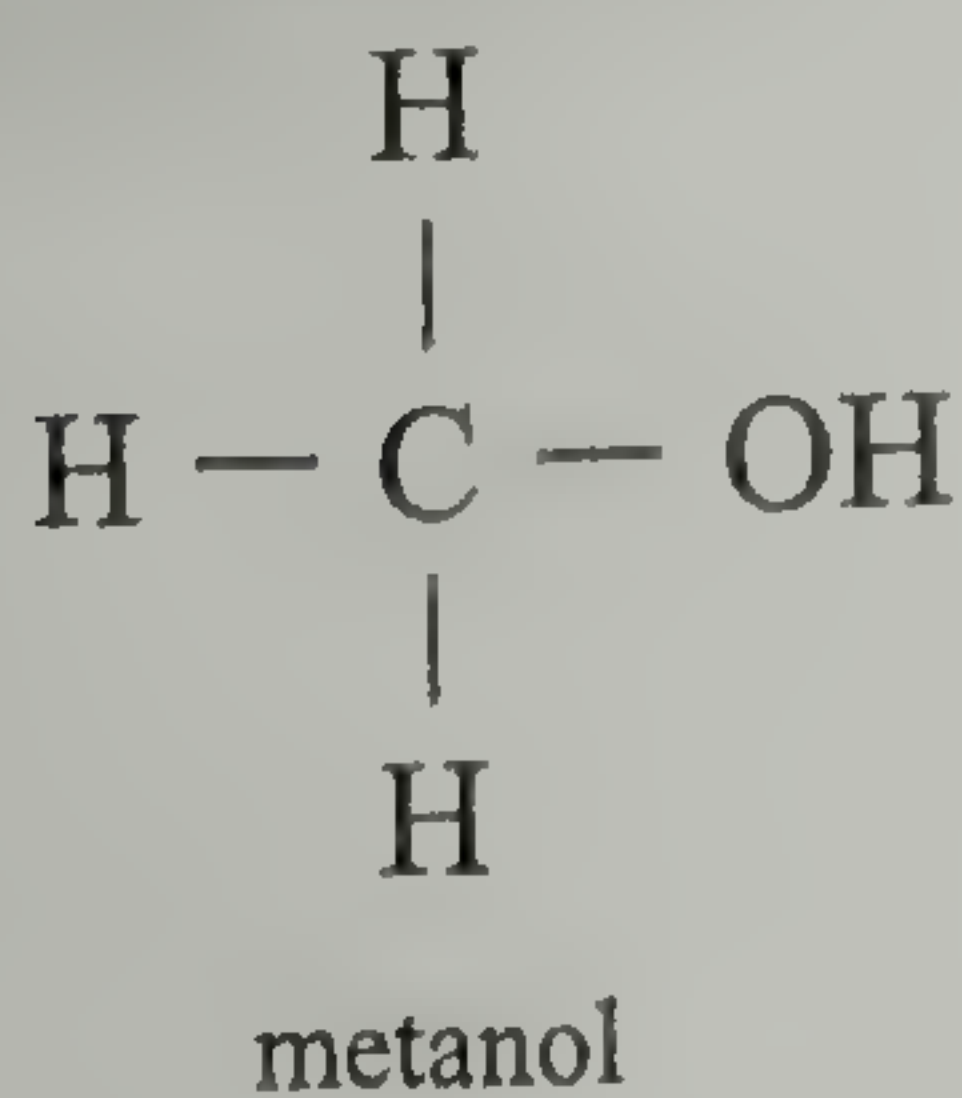
É uma frase utilizada para advertir o jovem sobre o perigo das drogas. A famosa cola de sapateiro, que é usada principalmente pelos menores para se drogarem, contém 25% de tolueno ou toluol, que é cancerígeno e alucinógeno. Qual a fórmula estrutural desse solvente orgânico?



Nomenclatura dos álcoois, aldeídos e cetonas

- Os nomes oficiais de álcoois, aldeídos e cetonas apresentam, respectivamente, as terminações *ol*, *al* e *ona*; a numeração da cadeia carbônica principal se inicia na extremidade mais próxima do grupo funcional. Em caso de dúvida, usa-se a regra dos menores números.

Exemplos:



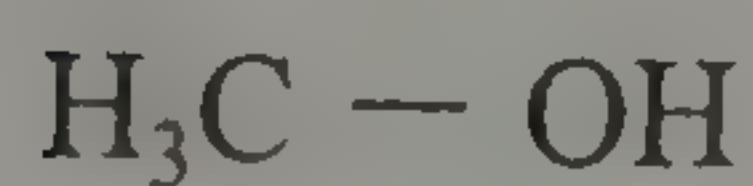
Observação

Os nomes *usuais* desses compostos são dados diferentemente para cada função.

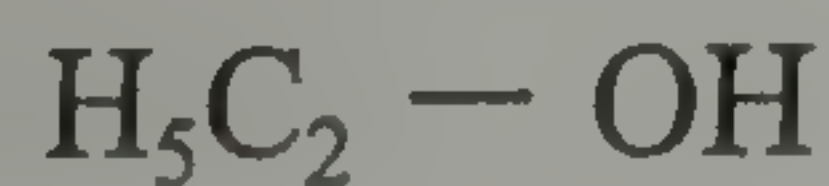
Álcoois

Usa-se a palavra *álcool* seguida do nome do radical orgânico acrescido da terminação *ico*.

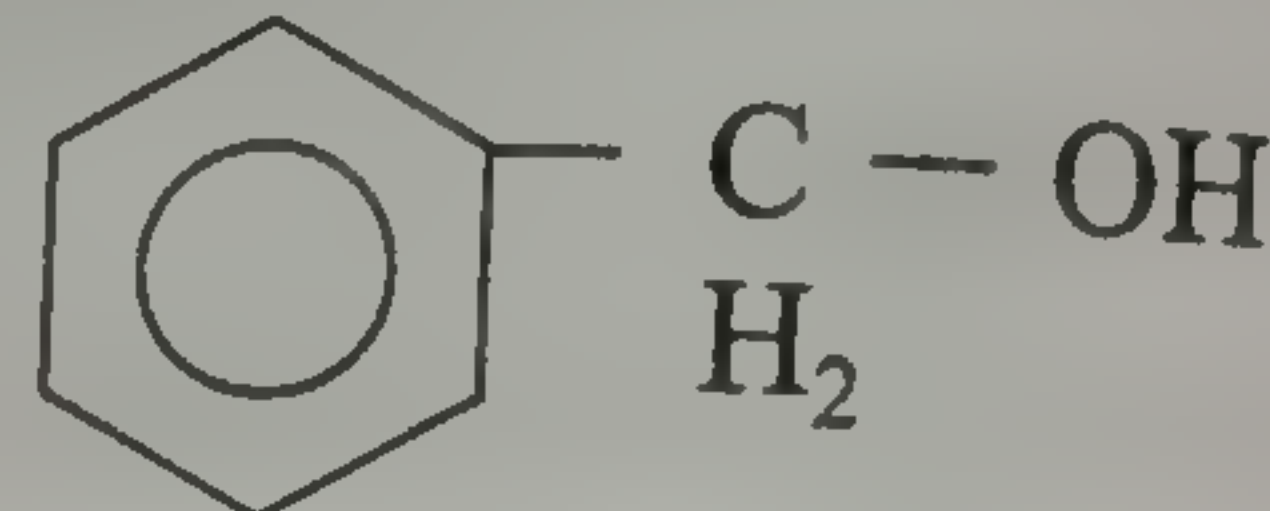
Exemplos:



álcool metílico



álcool etílico

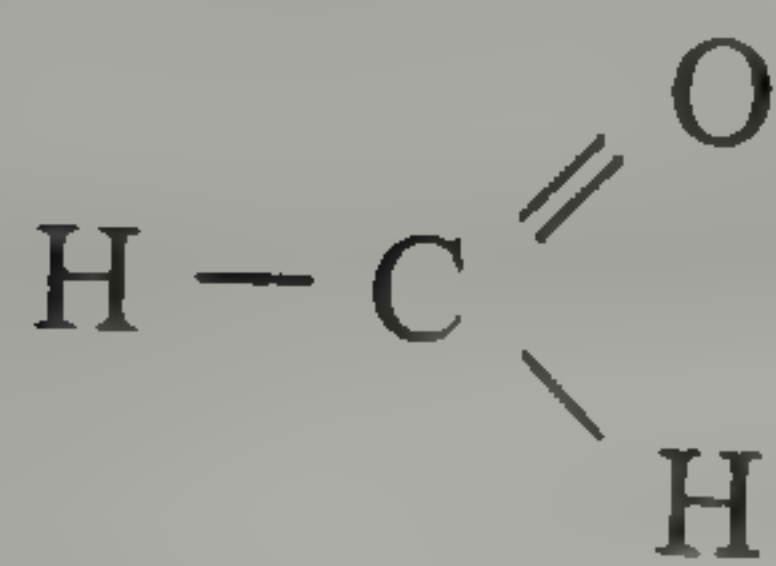


álcool benzílico

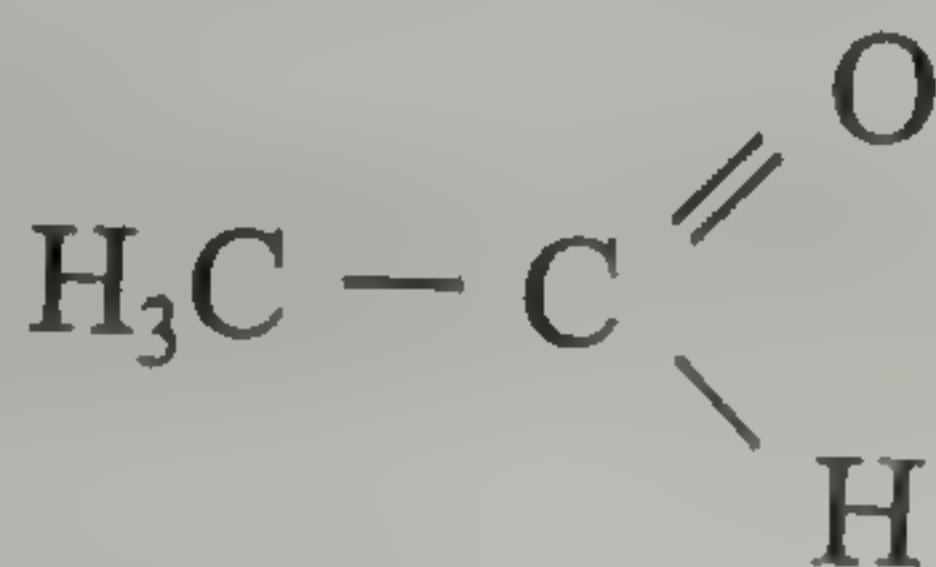
Aldeídos

Alguns aldeídos possuem nomes particulares.

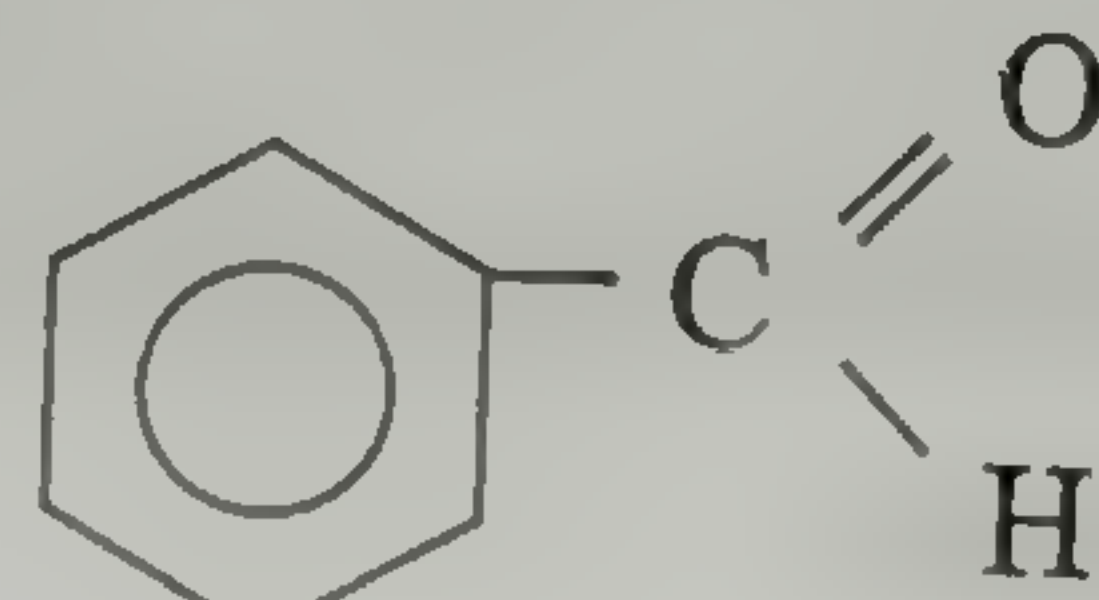
Exemplos:



aldeído metanóico
(aldeído fórmico
ou formaldeído)



aldeído etanóico
(aldeído acético
ou acetaldeído)

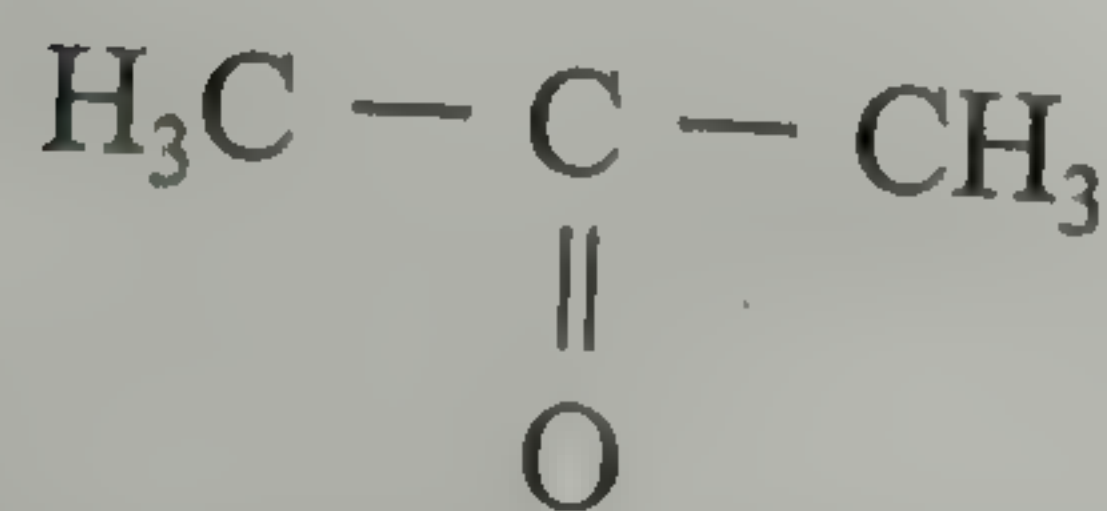


aldeído benzóico
(aldeído benzílico
ou benzaldeído)

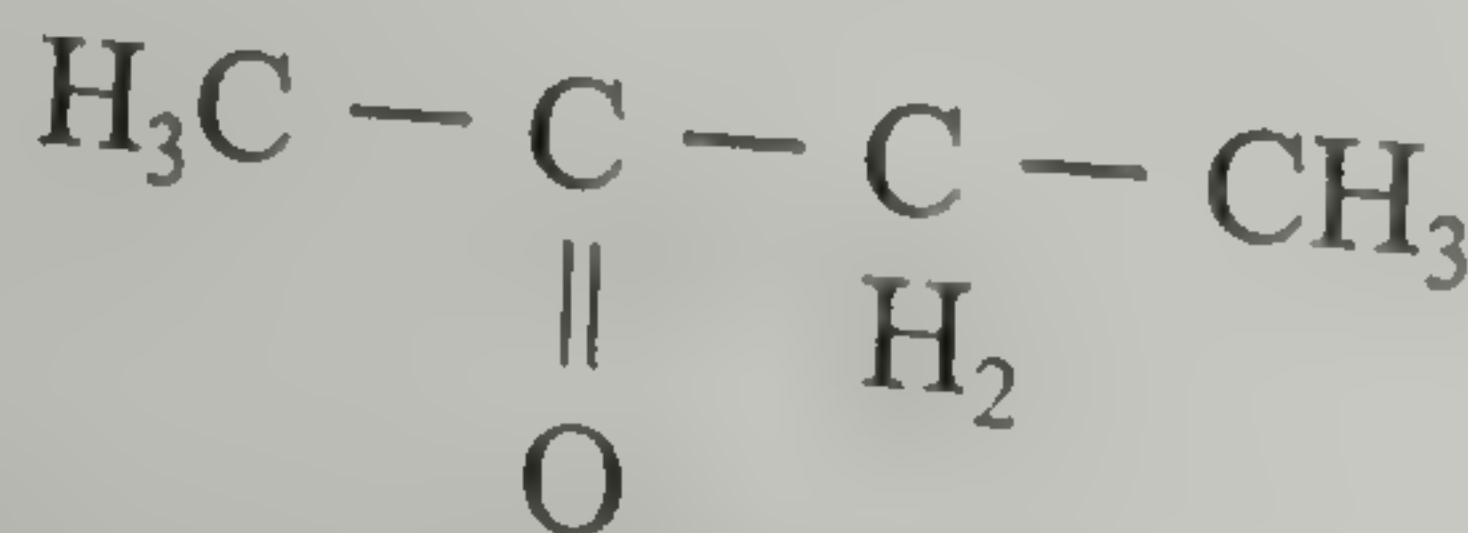
Cetonas

Dá-se o nome dos radicais ligados ao grupo carbonila $\left(\text{>C=O} \right)$, em ordem crescente de complexidade, seguido da palavra cetona.

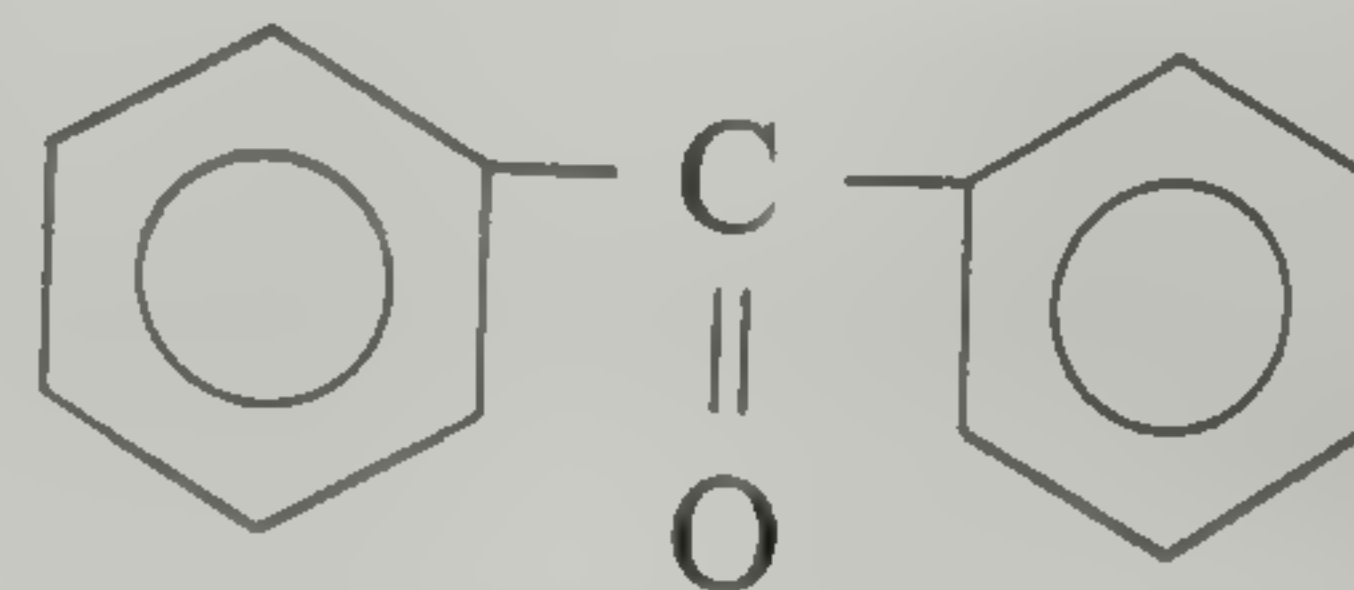
Exemplos:



dimetilcetona
ou acetona



metiletilcetona

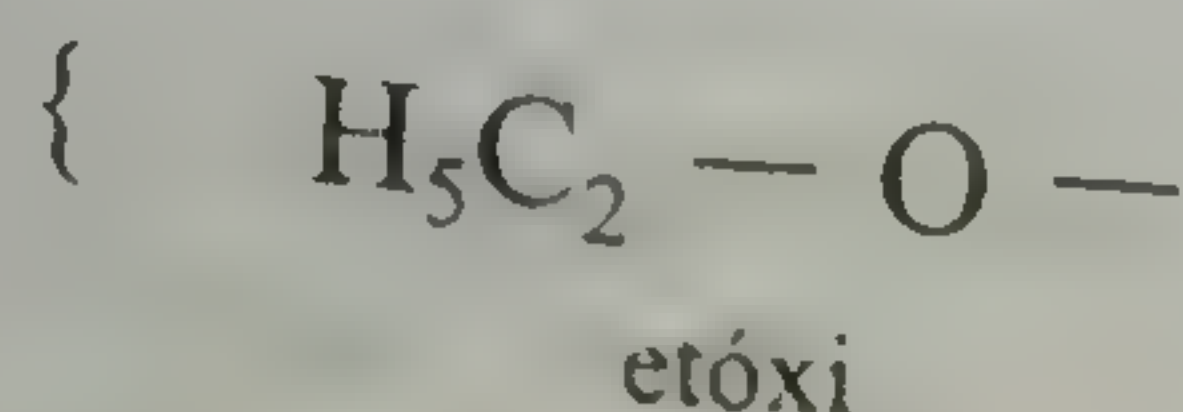
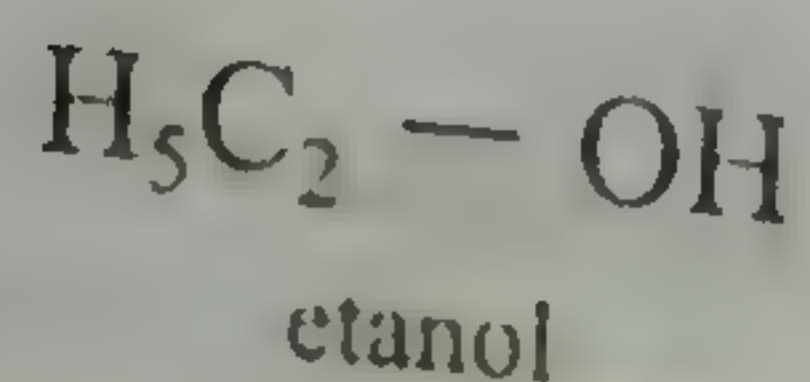
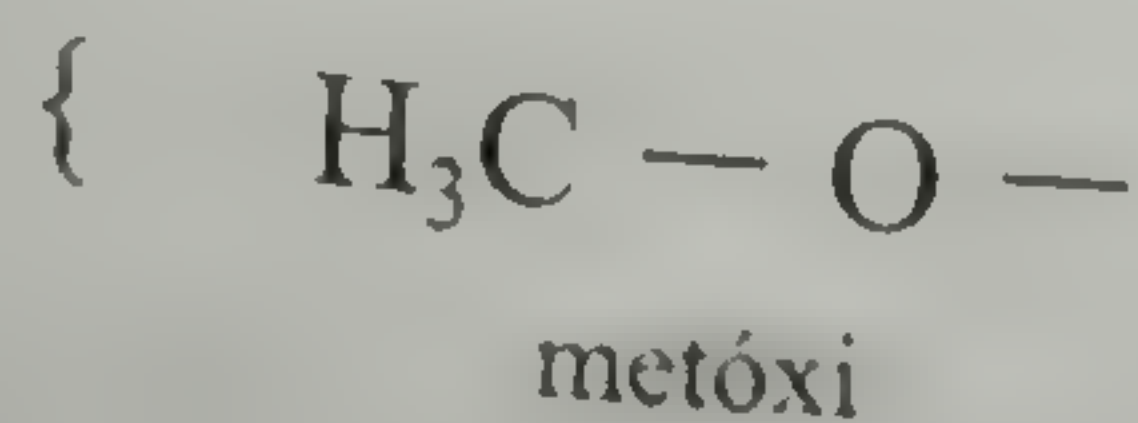
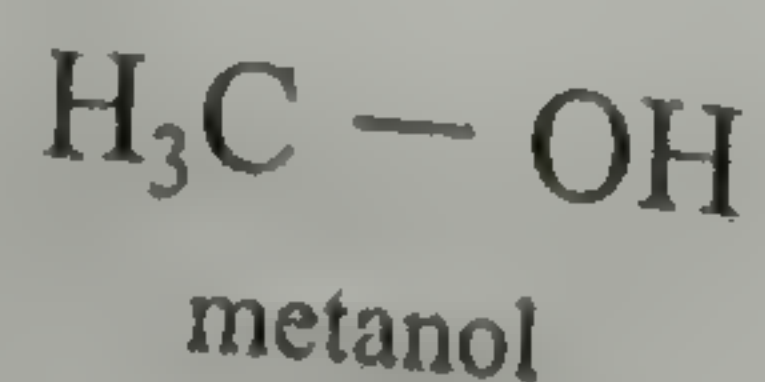


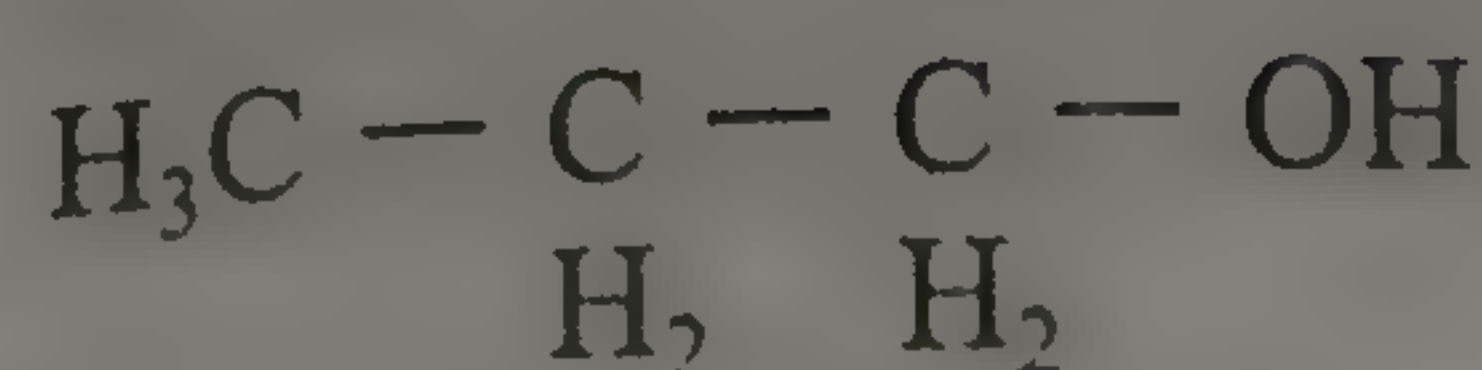
difenilcetona ou
benzofenona

Observação

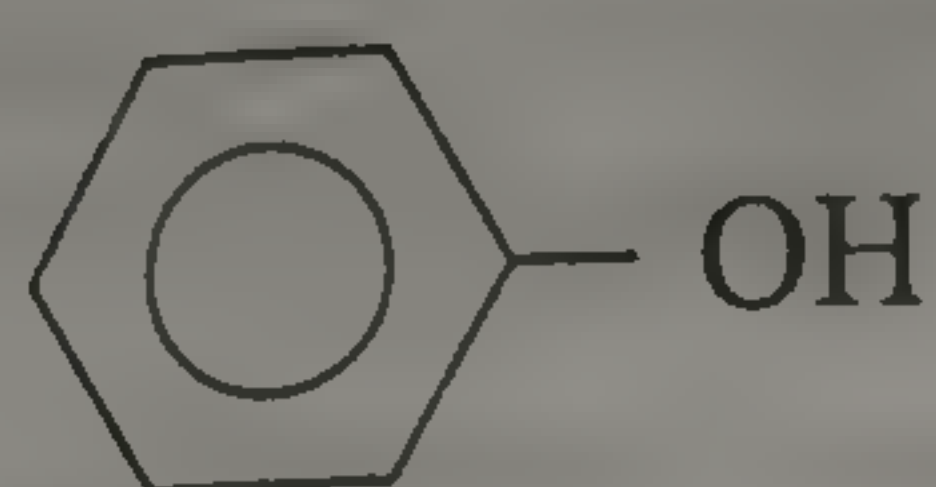
Retirando-se o *H* da hidroxila dos álcoois ou fenóis, obtém-se um radical *alcóxi*.

Exemplos:

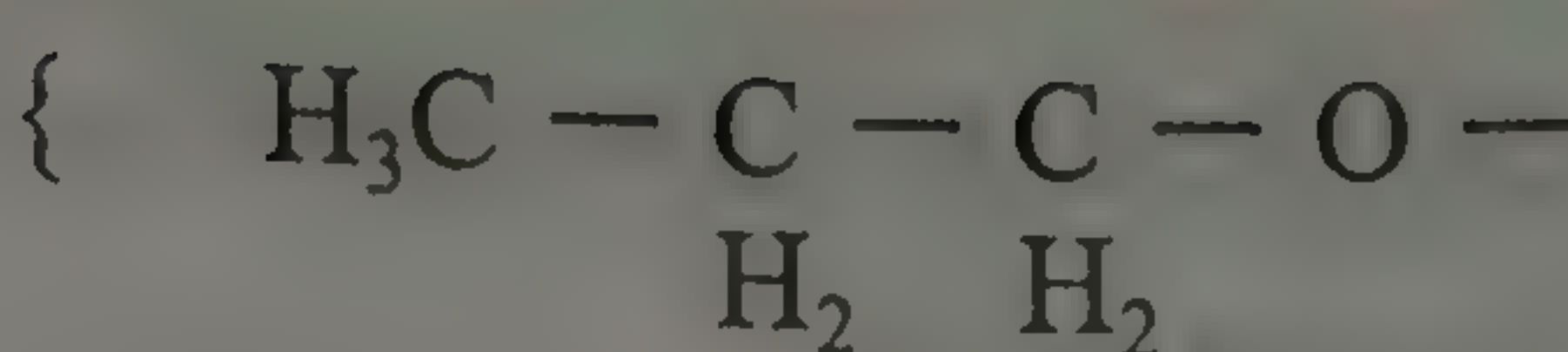




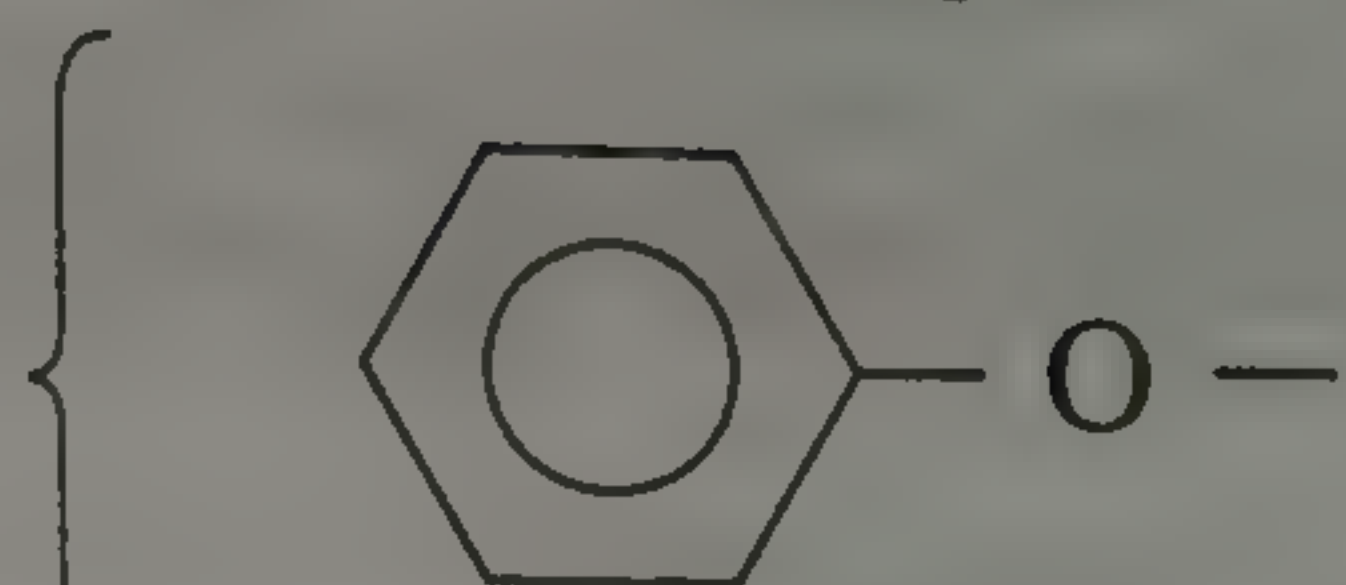
propanol



fenol



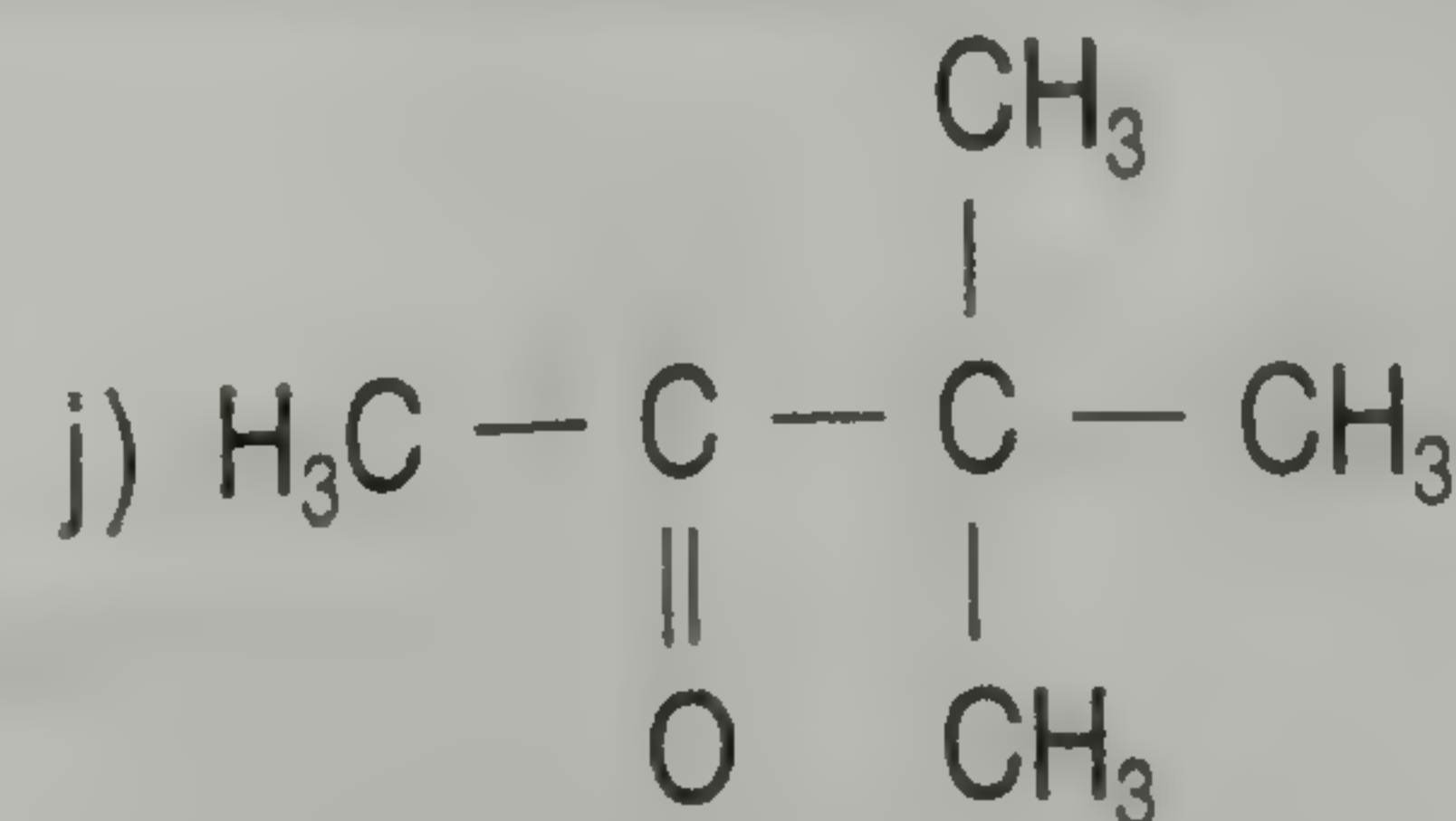
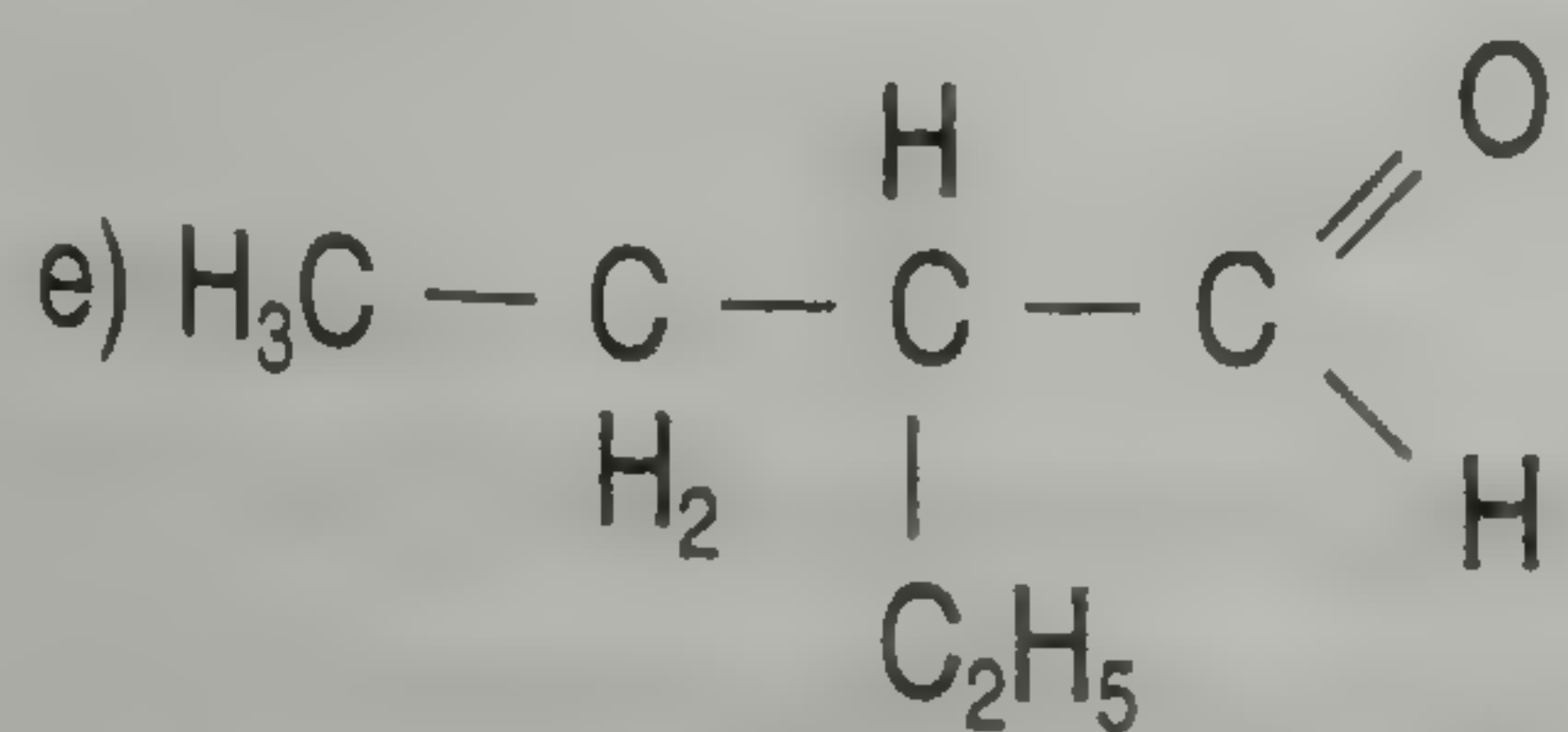
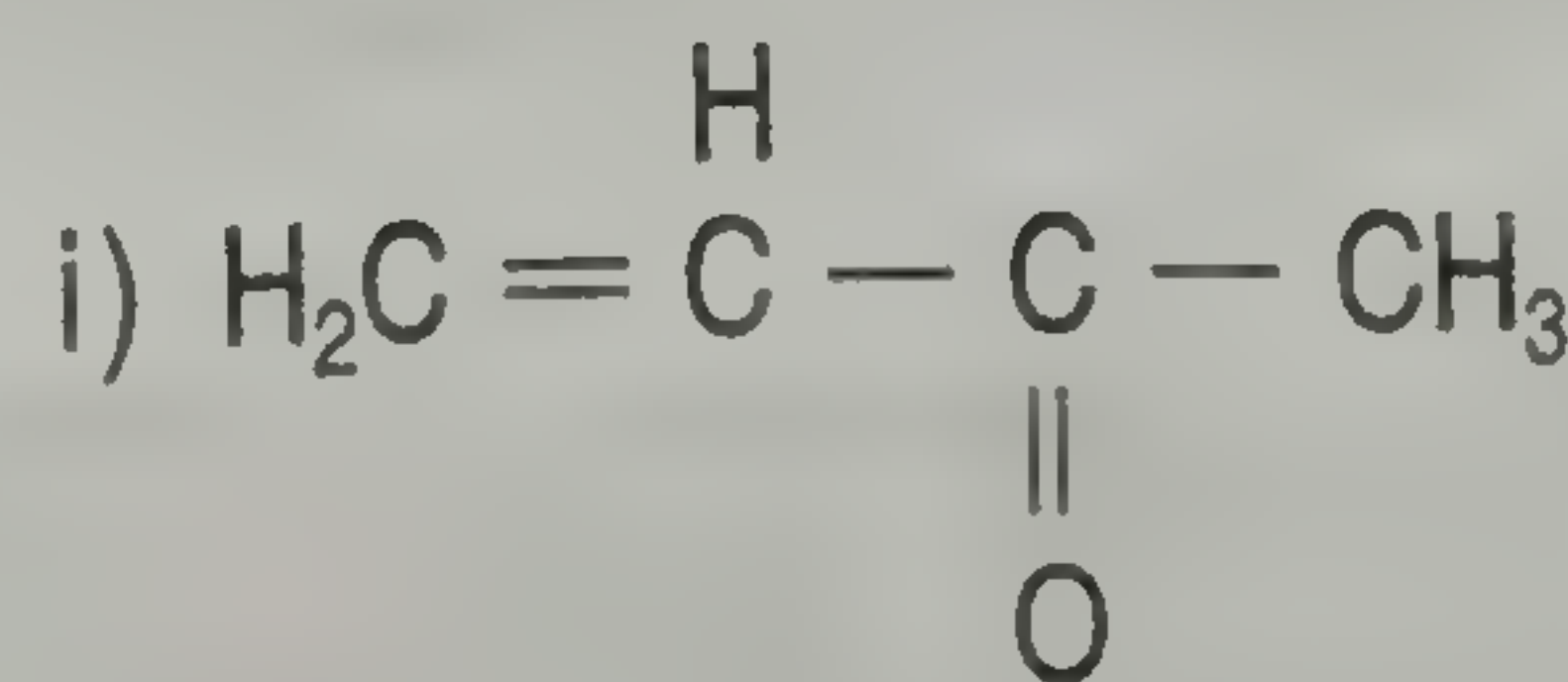
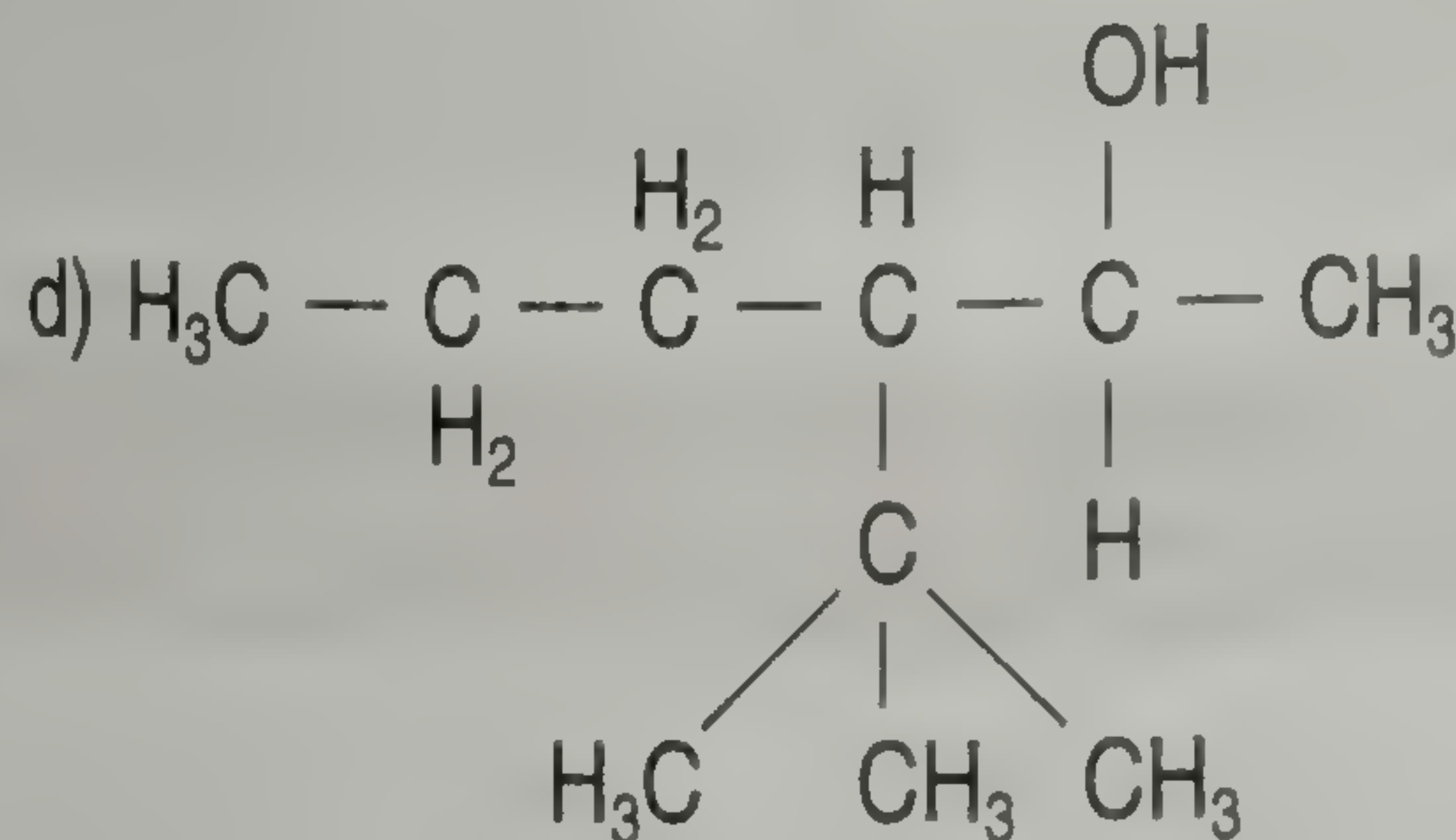
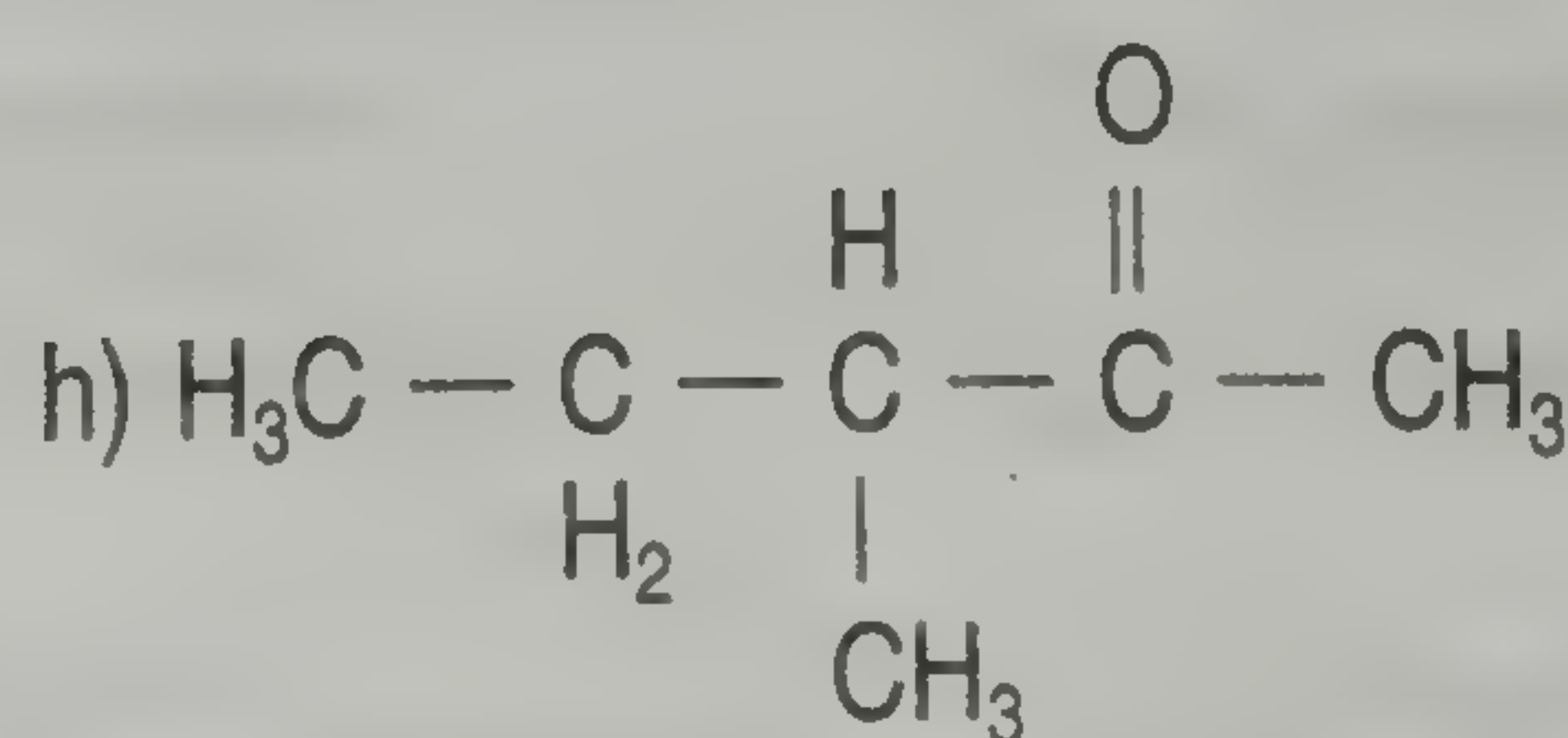
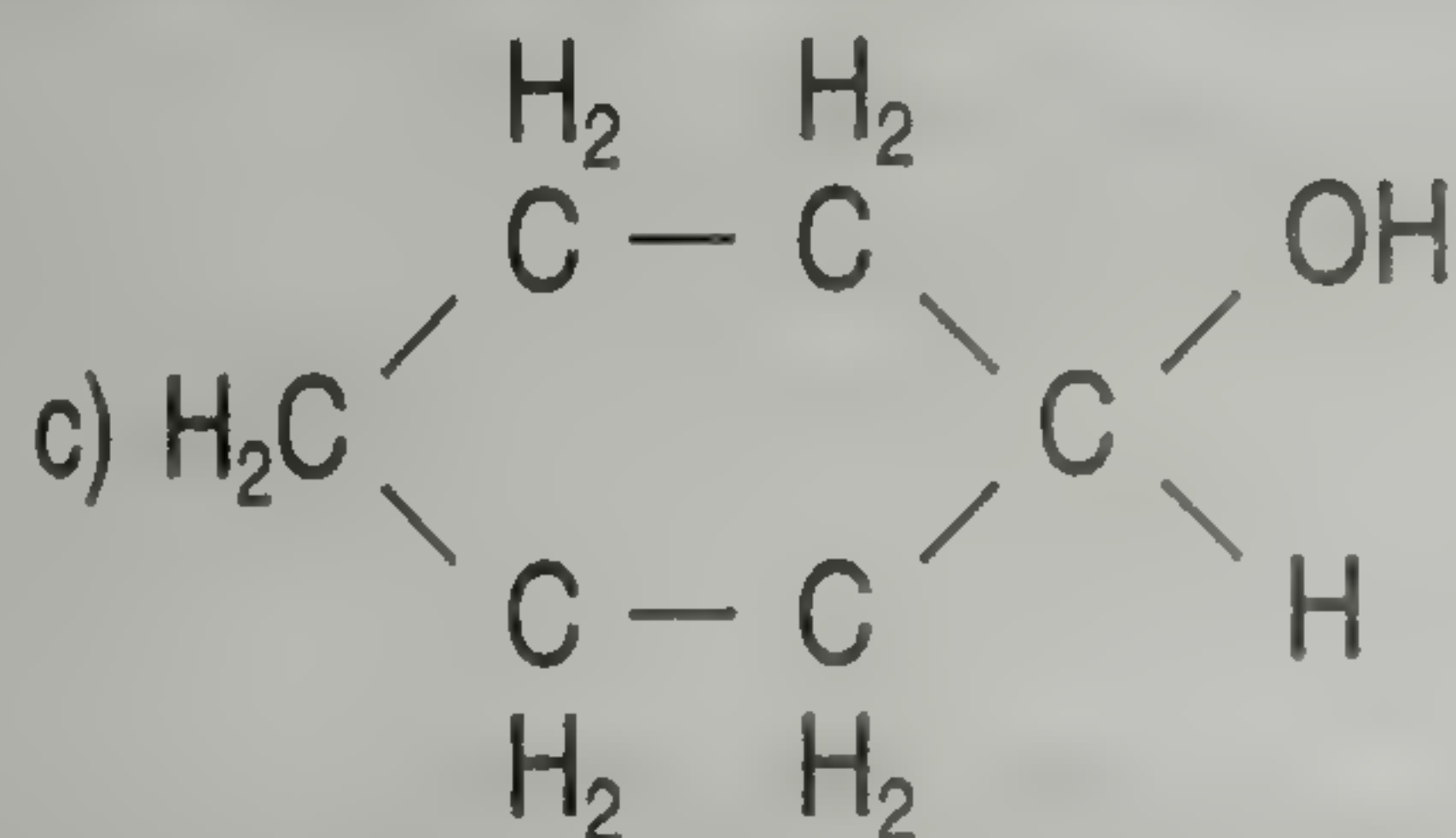
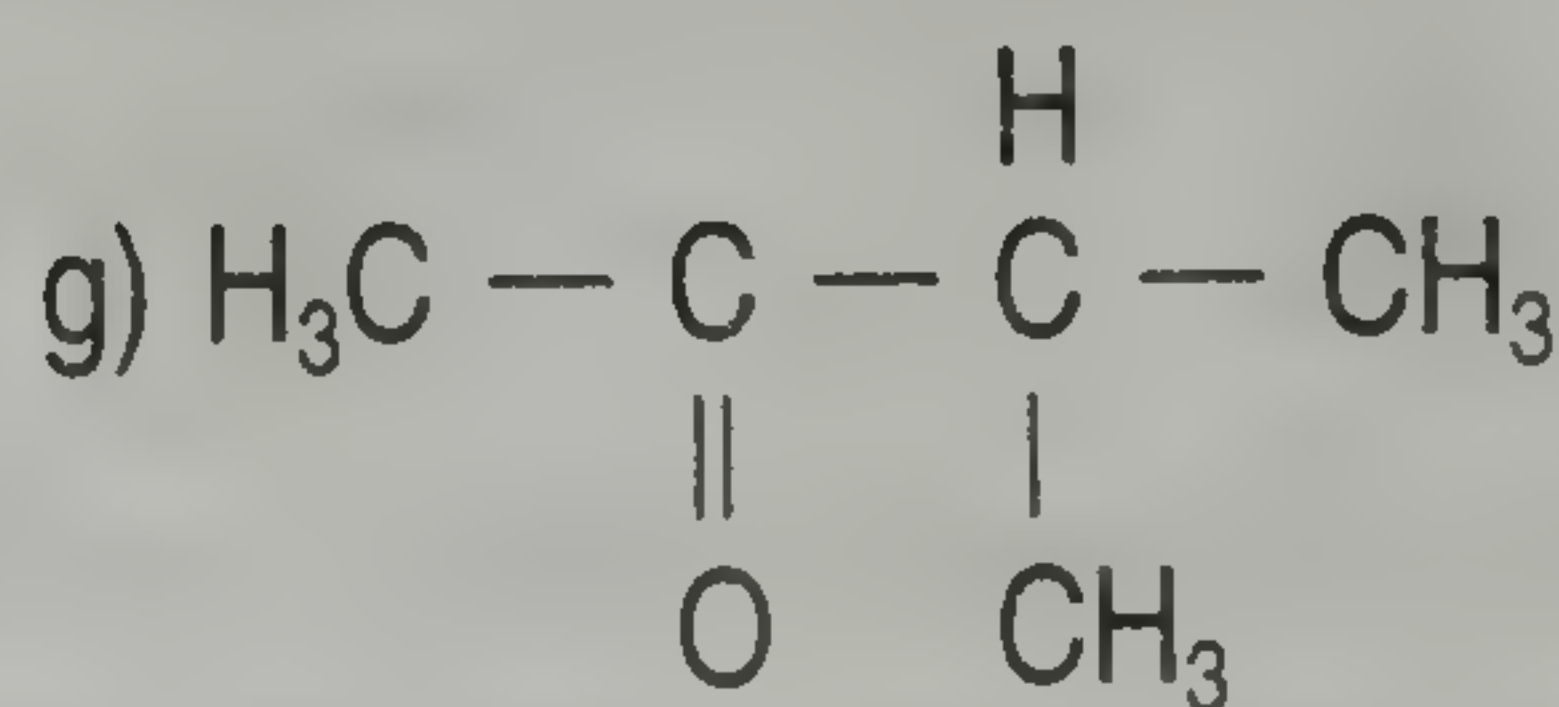
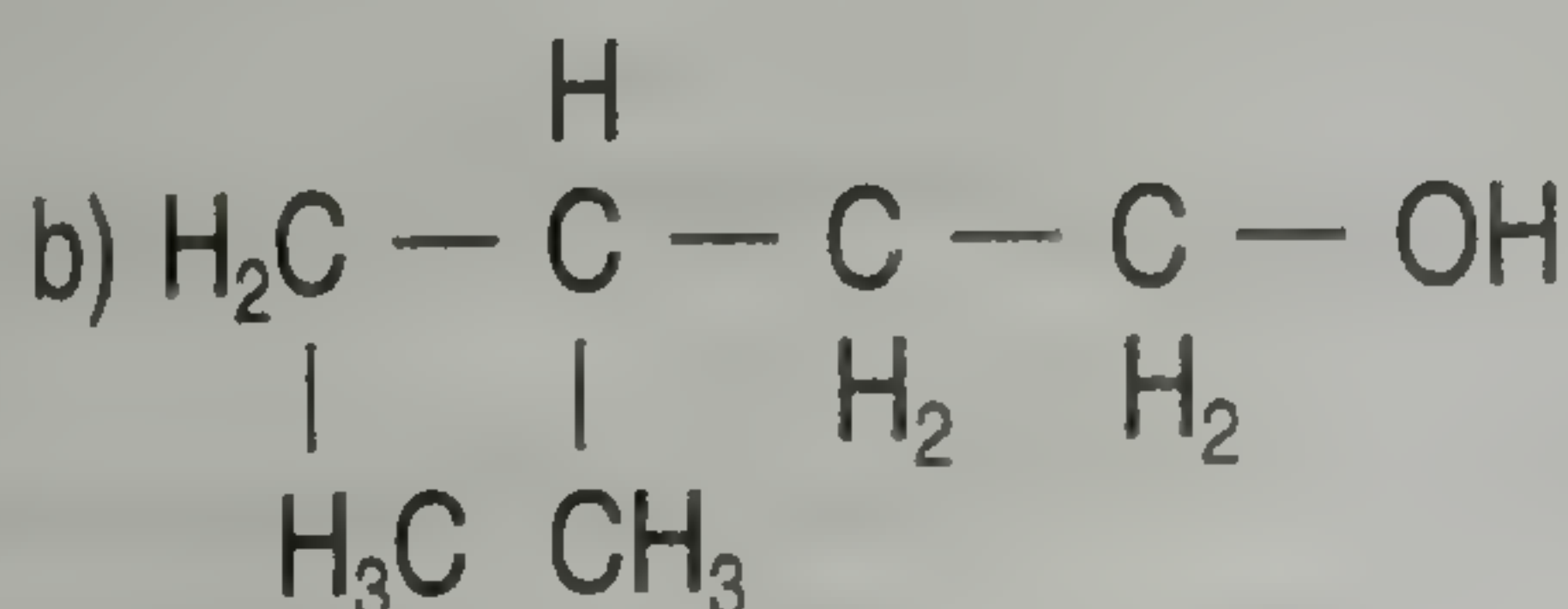
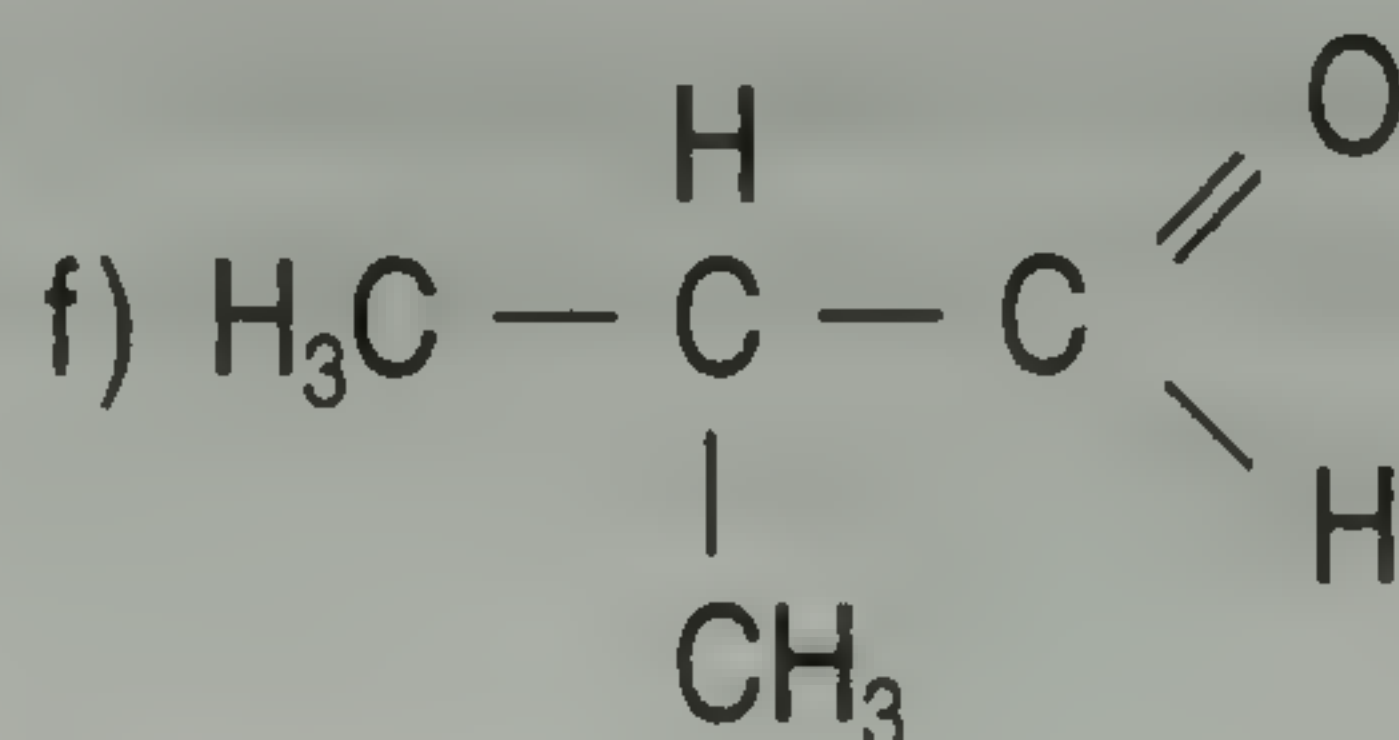
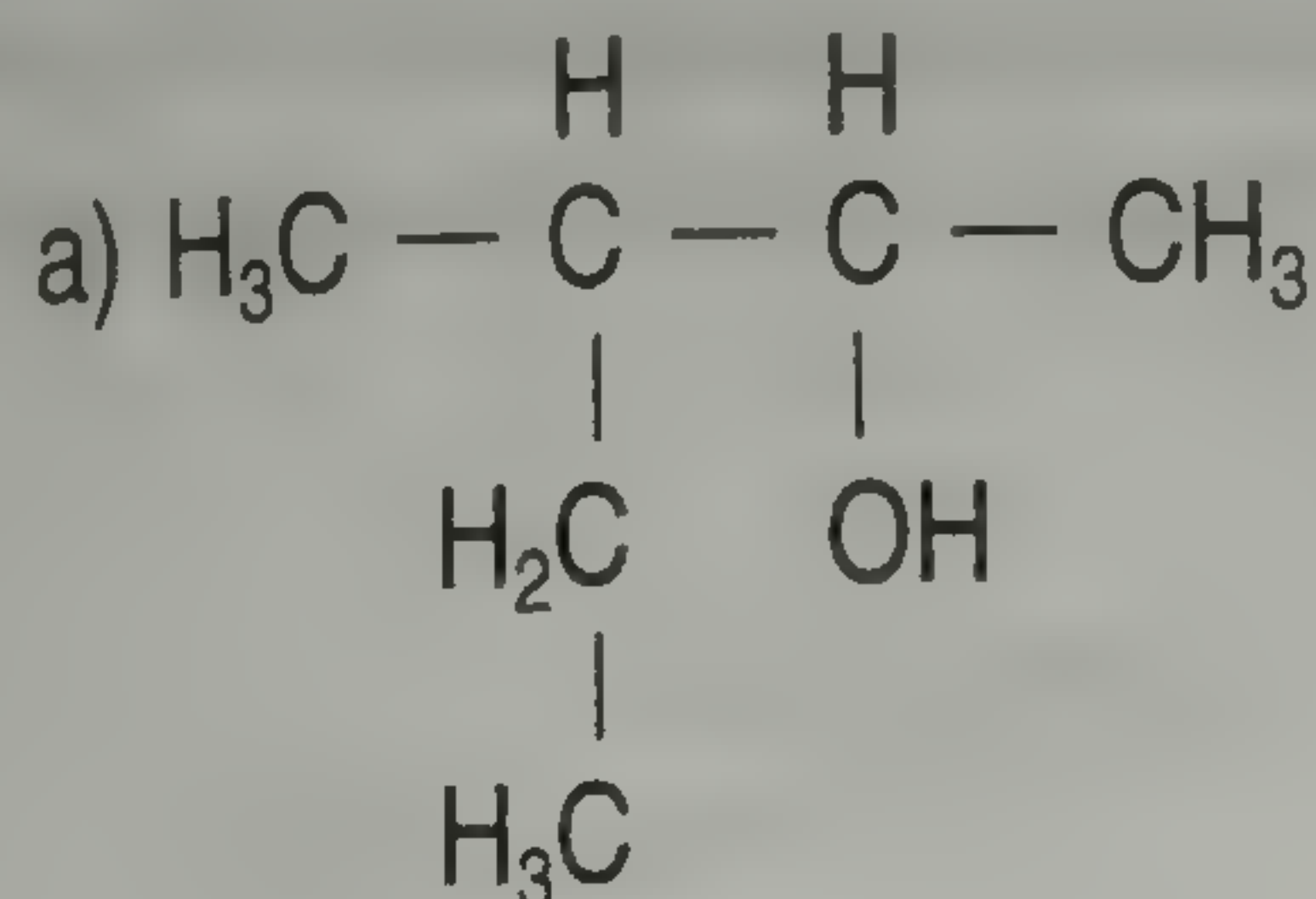
propóxi



fenóxi

EXERCÍCIOS

25. Dê os nomes oficiais e, quando possível, usuais dos compostos:



26. Dê as fórmulas estruturais dos compostos abaixo:

a) 2,2-dimetilbutanol;

c) 2-metilbutanal;

e) 3-metil-2-pentanona;

b) 2-metil-4-etil-2-hexanol;

d) 2,4-dimetil-hexanal;

f) vinilfenilcetona.

27. Escreva a fórmula estrutural do álcool insaturado mais simples e dê o seu nome.
28. Escreva a fórmula estrutural do aldeído ramificado mais simples e dê o seu nome.
29. Escreva a fórmula estrutural da cetona mais simples e dê o seu nome.
30. (Unicamp-SP) A substância 2-propanona ($\text{H}_3\text{C} - \overset{\text{O}}{\underset{\parallel}{\text{C}}} - \text{CH}_3$) pode ser chamada simplesmente propanona, já que não existe um composto com nome 1-propanona. Explique por quê.

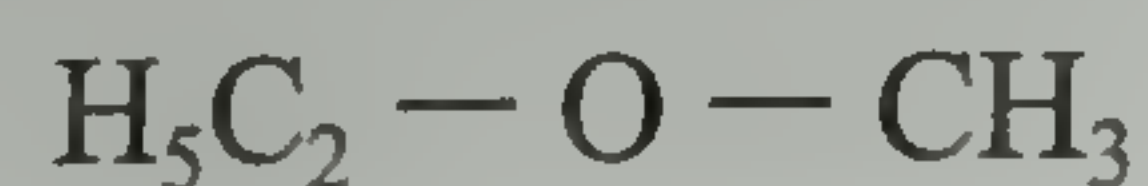
Nomenclatura de éteres

A nomenclatura oficial considera o menor radical ligado ao oxigênio como sendo do *alcóxi*. Dá-se o nome radical alcóxi e, em seguida, o nome do outro radical, substituindo-se a terminação *il* por *ano*.

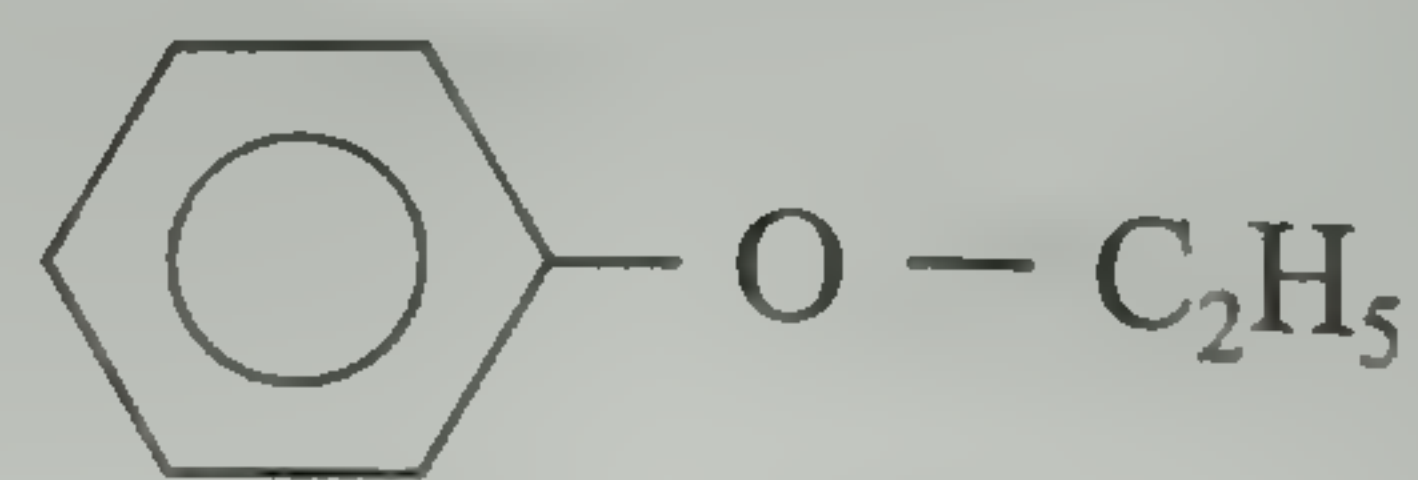
Exemplos:



metoximetano



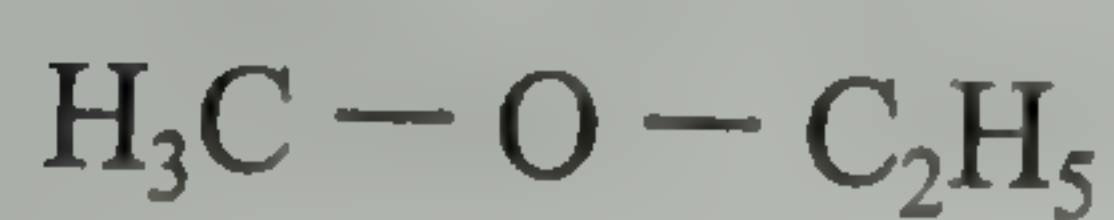
metoxietano



etoxibenzeno

Na nomenclatura usual, coloca-se a palavra *éter* e, em seguida, o nome dos radicais ligados ao oxigênio, adicionando a terminação *ico* ao radical mais complexo.

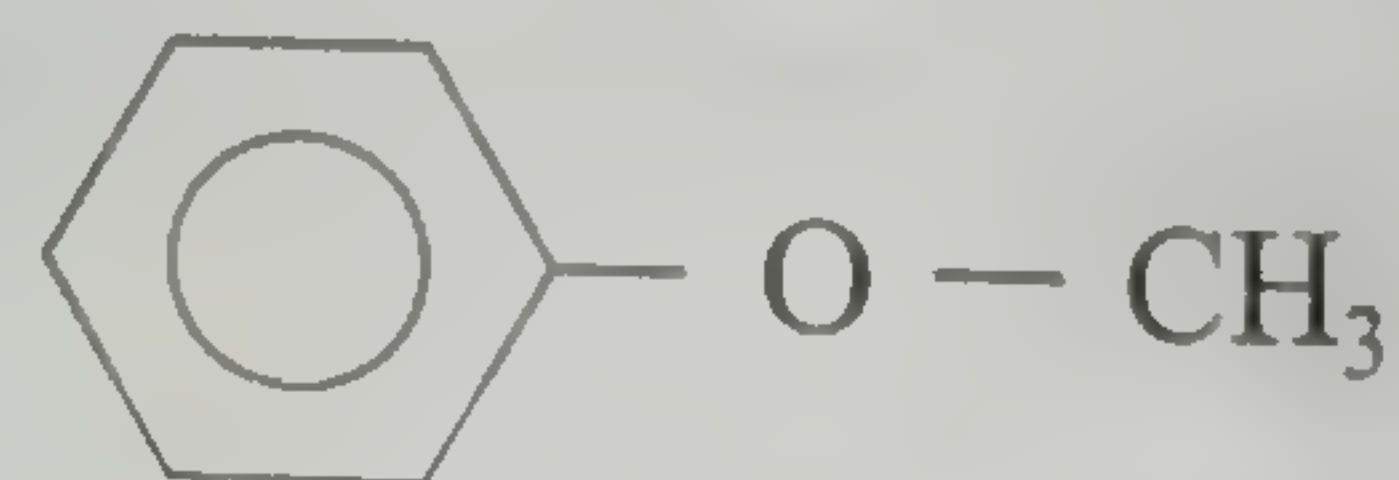
Exemplos:



éter metilético



éter dietílico
(éter comum ou éter sulfúrico)

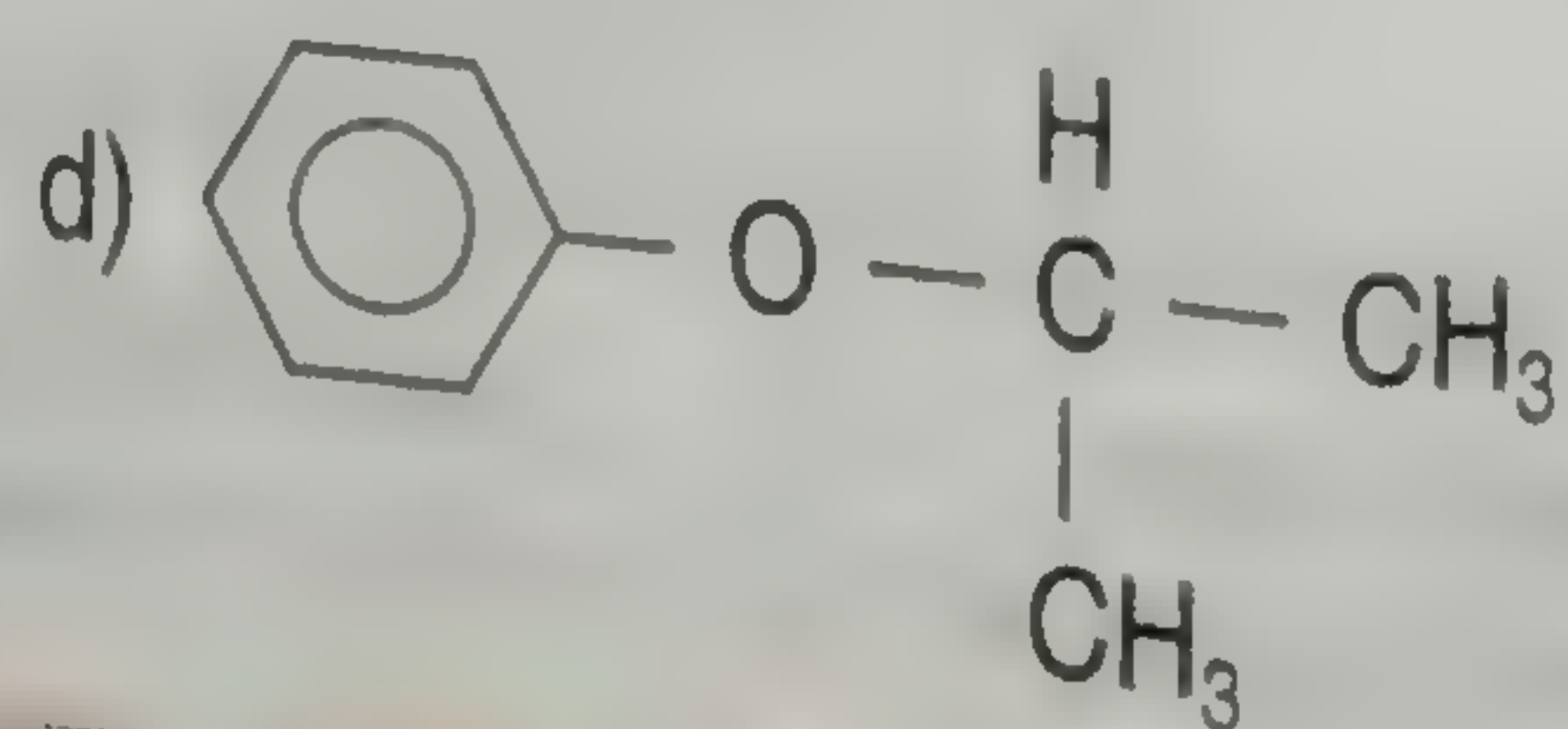
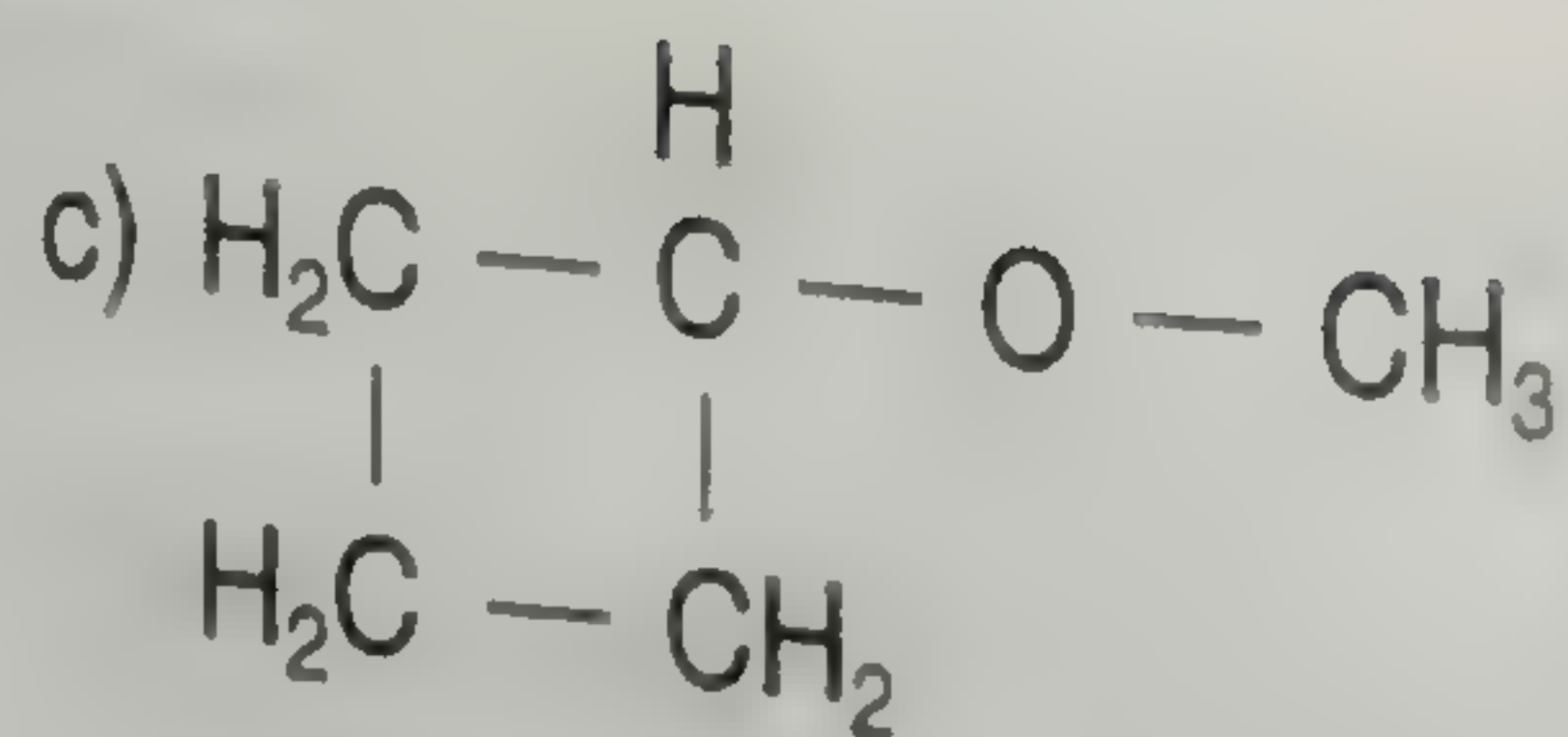
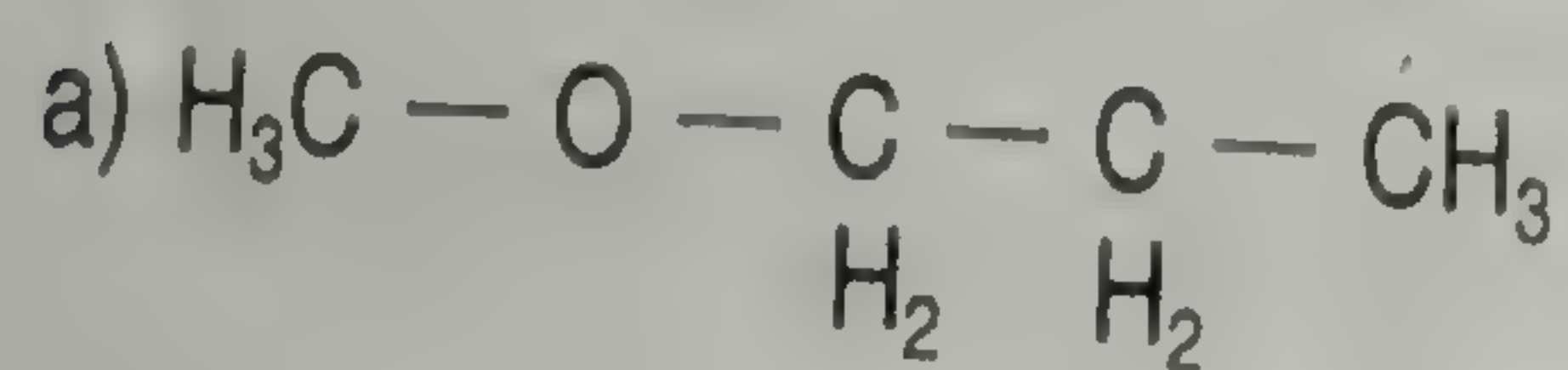


éter metilfenílico

380

EXERCÍCIOS

31. Dê os nomes oficiais e usuais dos éteres abaixo.



32. Dê as fórmulas estruturais dos éteres:

- a) éter etilisopropílico;
b) éter etilterciobutílico;

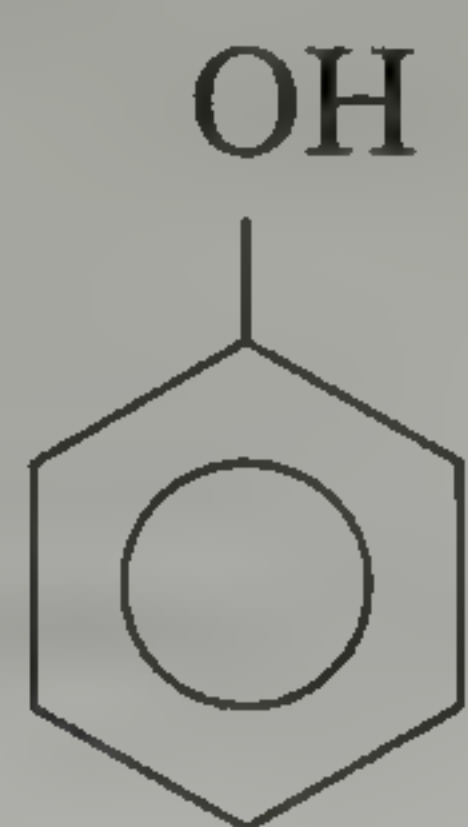
- c) éter metilbutílico;
d) fenoxibenzeno.

33. Escreva as fórmulas possíveis de éteres com cadeias carbônicas alifáticas e saturadas e com 5 carbonos. Dê seus nomes usuais.

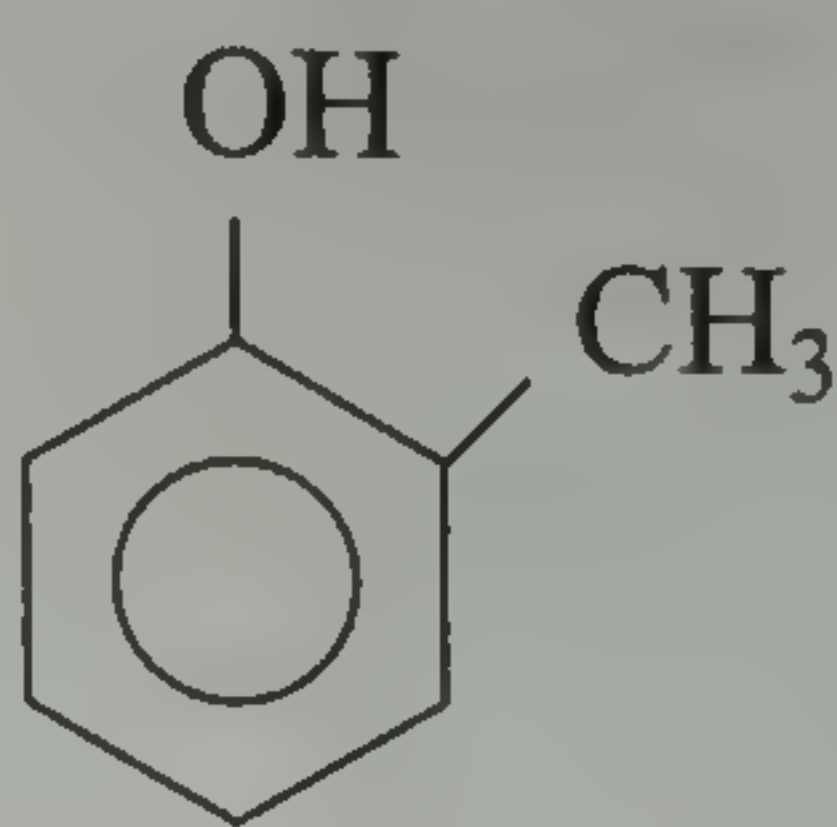
Nomenclatura de fenóis

Na nomenclatura oficial, considera-se o grupo — OH como ramificação do hidrocarboneto. Muitos fenóis são mais conhecidos pelos nomes usuais.

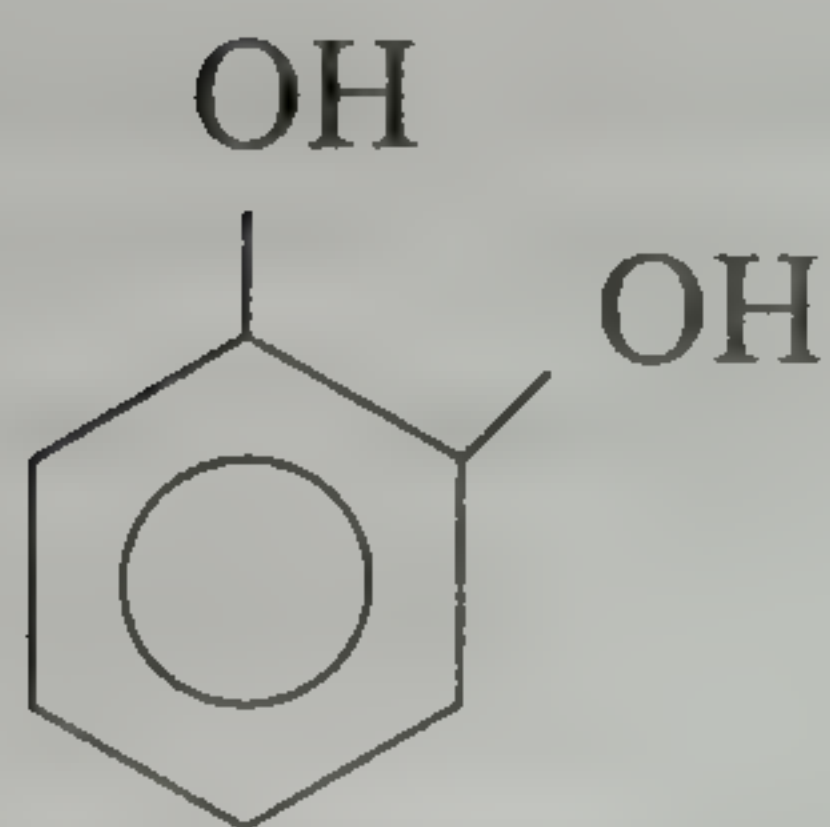
Exemplos:



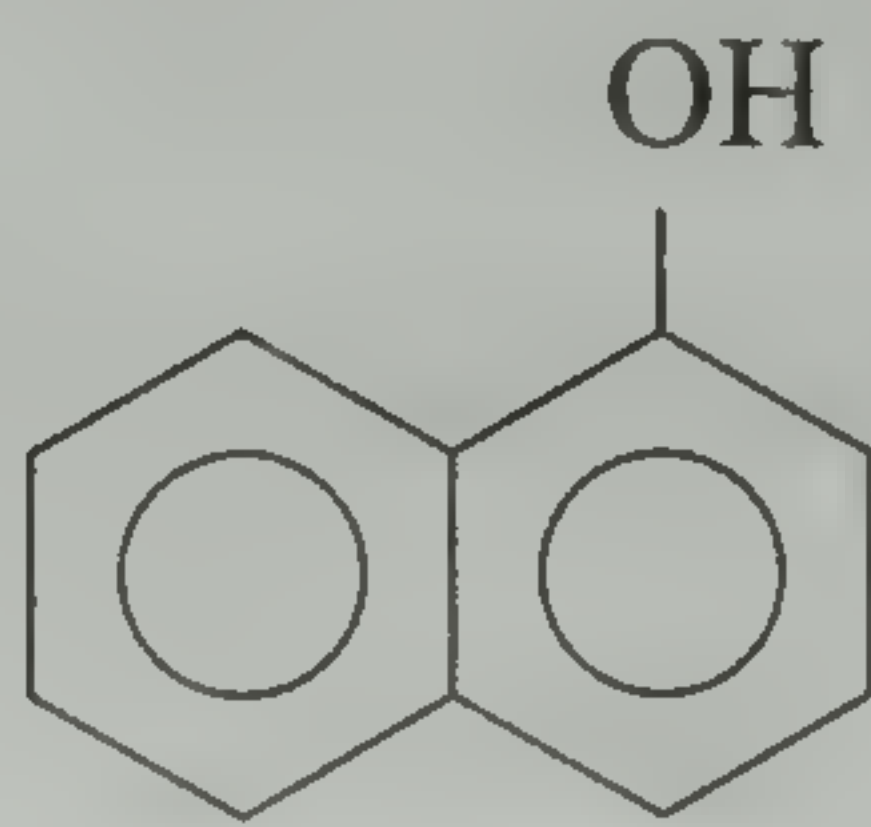
hidroxibenzeno
ou fenol



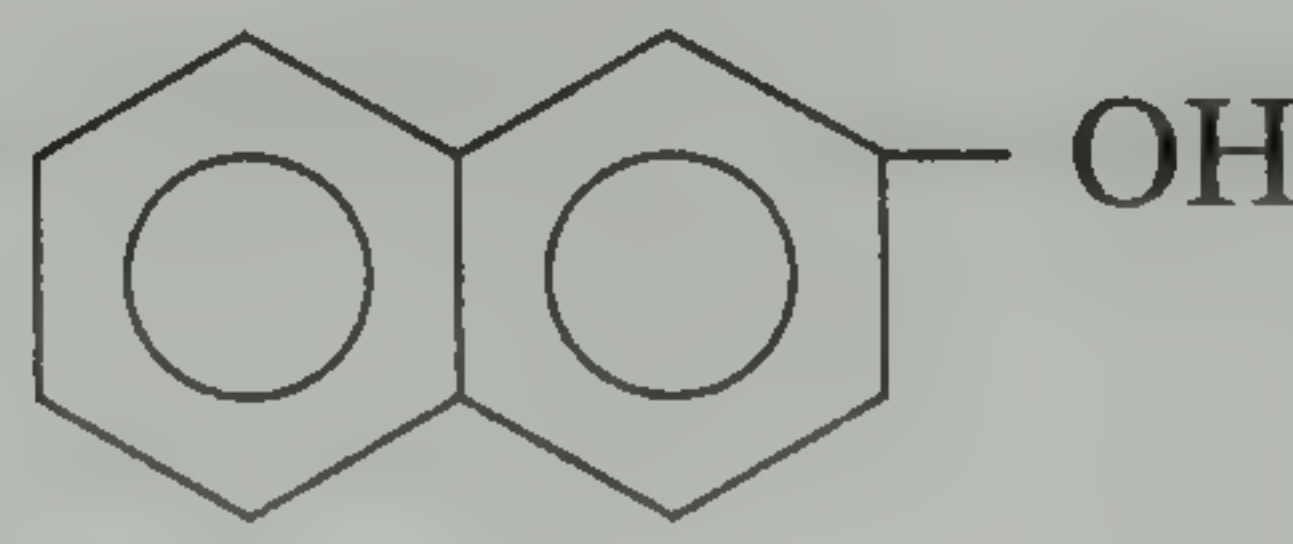
1-hidróxi-2-metilbenzeno
ou o-hidroxitolueno
ou o-cresol



1,2-dihidroxibenzeno
ou o-dihidroxibenzeno



1-hidroxinaftaleno
ou α-naftol

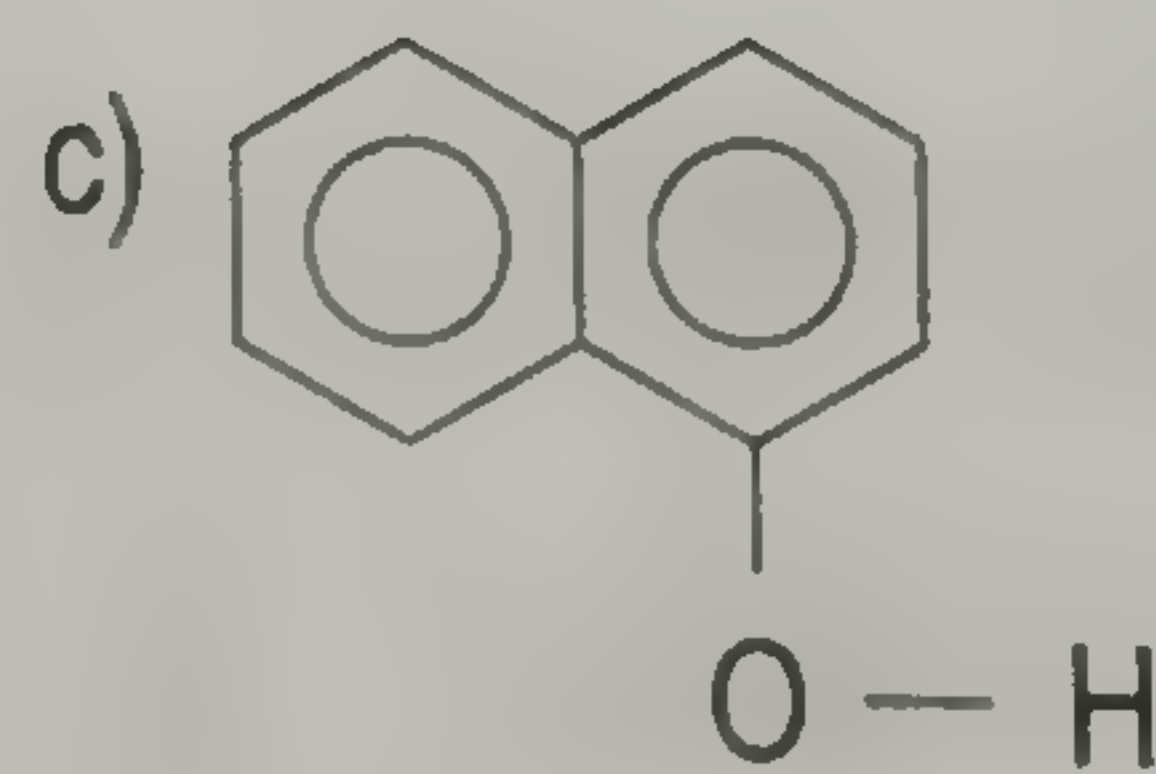
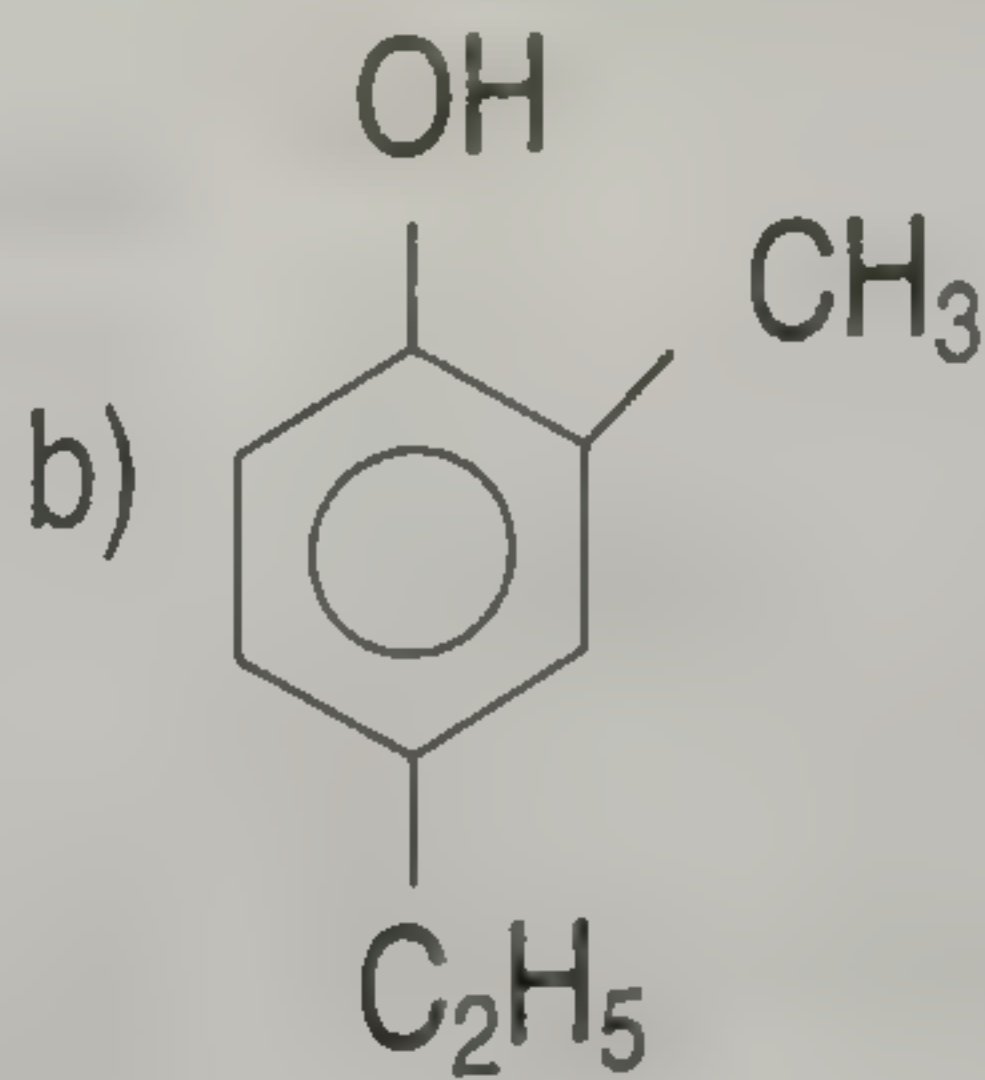
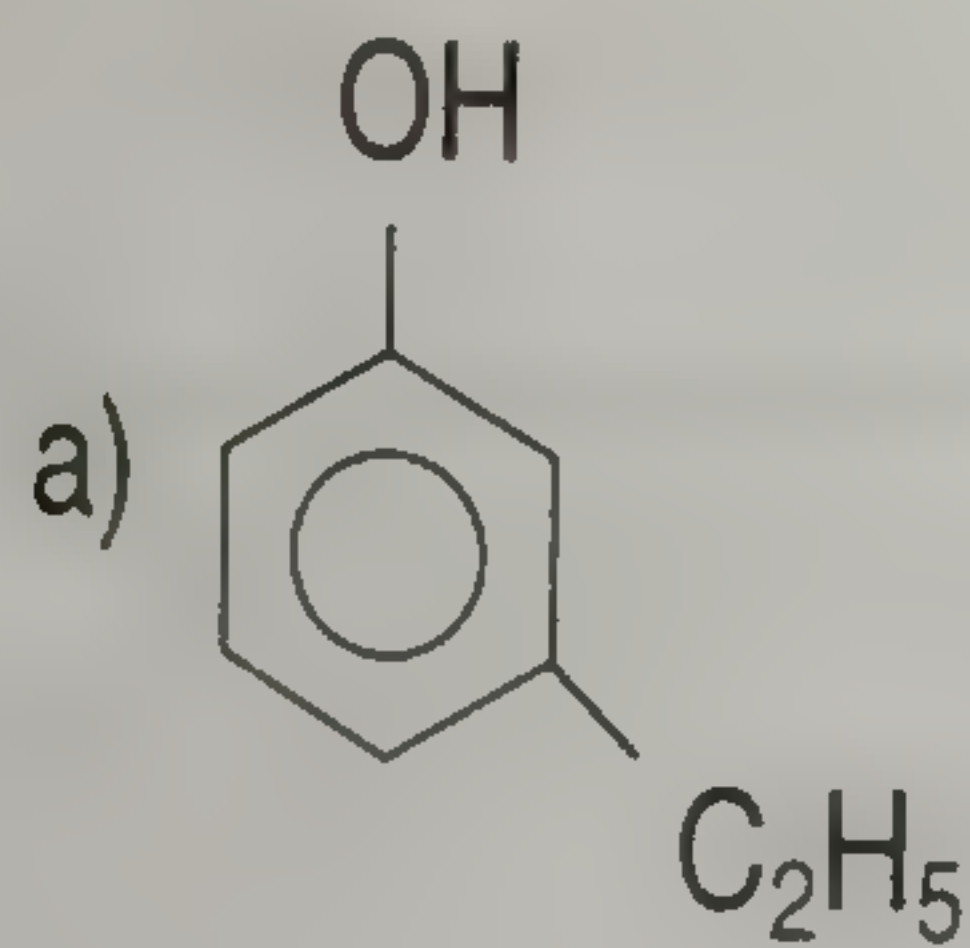


2-hidroxinaftaleno
ou β-naftol

381

EXERCÍCIOS

34. Dê os nomes oficiais dos compostos abaixo.



35. Dê as fórmulas estruturais dos compostos abaixo:

- a) 1,3-dihidroxibenzeno (resorcinol);
b) 1,4-dihidroxibenzeno (hidroquinona).

36. Dê as fórmulas estruturais e os nomes oficiais e usuais dos cresóis.

Nomenclatura de ácidos carboxílicos e seus derivados

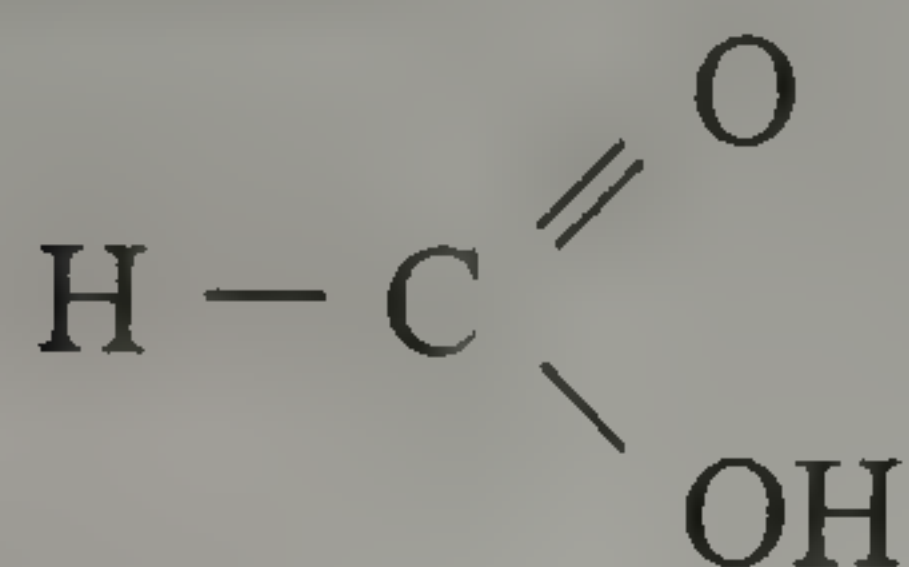
Vamos considerar como derivados de ácidos os anidridos de ácido, os ésteres e os haletos de acila e os sais de ácido carboxílicos.

Ácidos carboxílicos

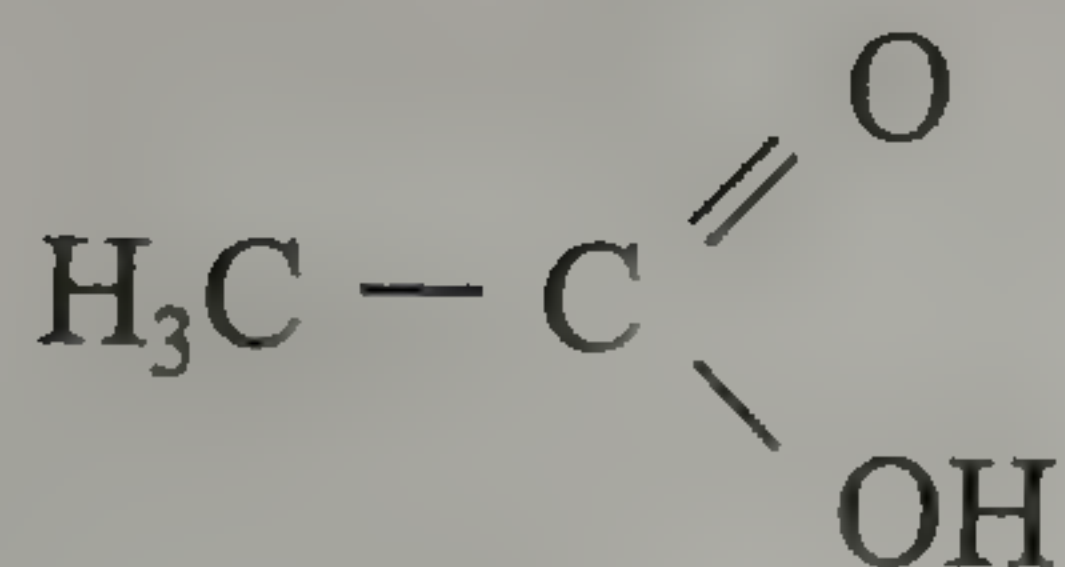
Na nomenclatura oficial, emprega-se a terminação *óico* ao nome da cadeia carbônica principal; este deve ser precedido da palavra *ácido*, do prefixo do nome e das posições das ramificações. Caso seja necessário, considera-se C¹ o carbono da carboxila. Pode-se considerar o carbono vizinho à carboxila como C² ou carbono α .

Vários ácidos são mais conhecidos pelos seus nomes usuais.

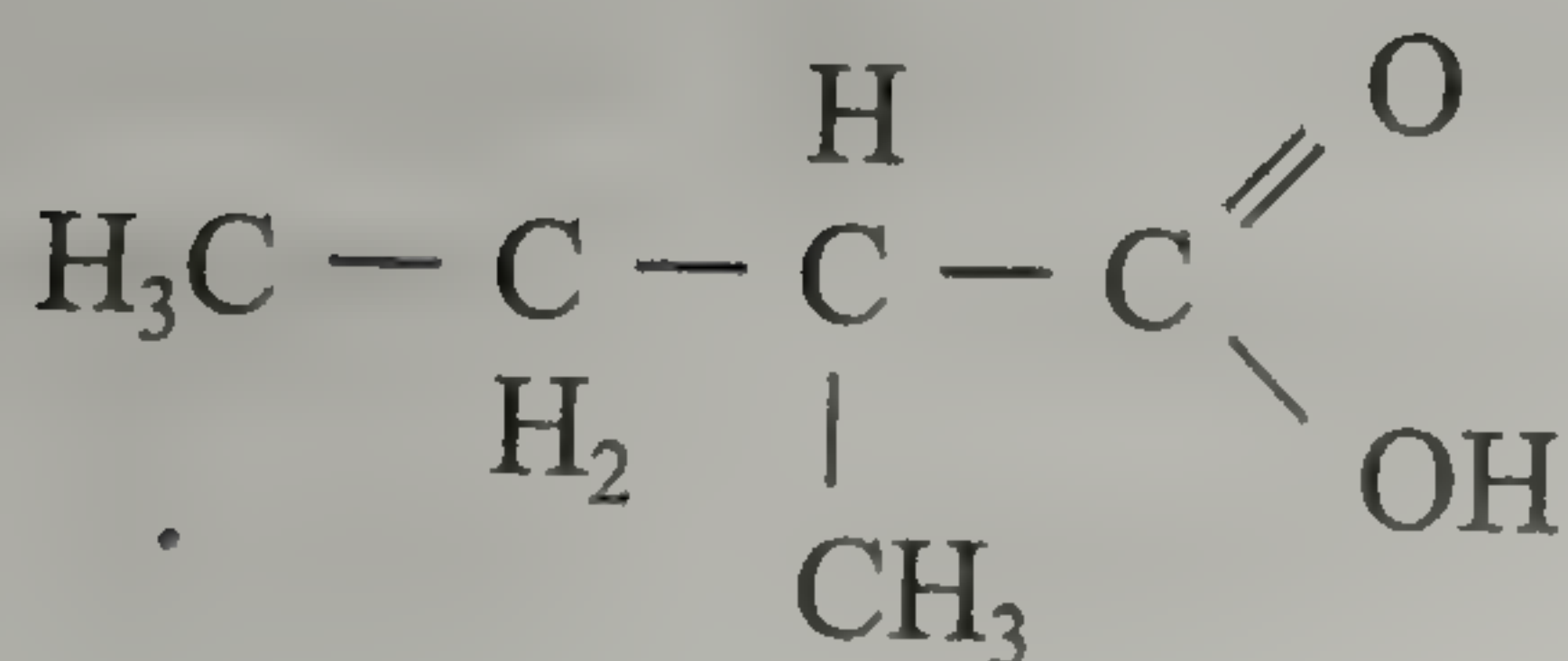
Exemplos:



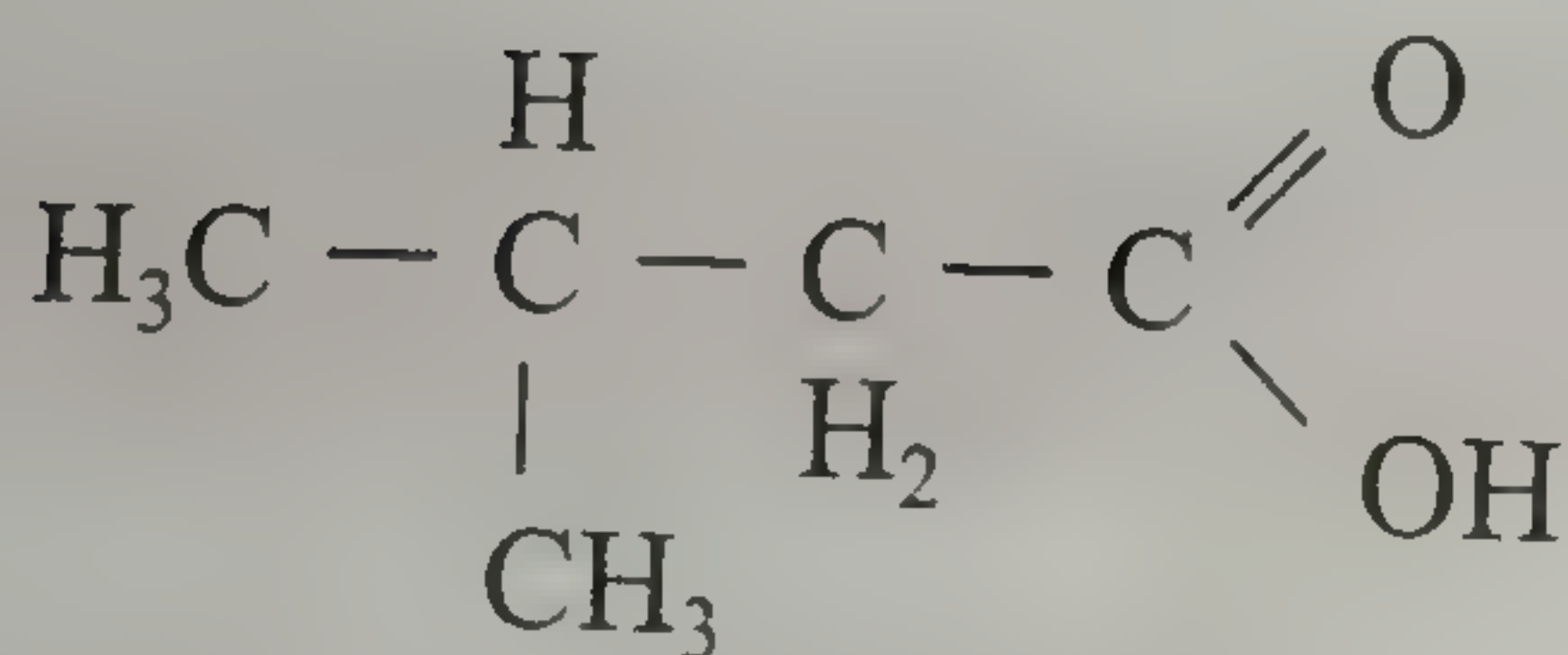
ácido metanóico ou ácido fórmico



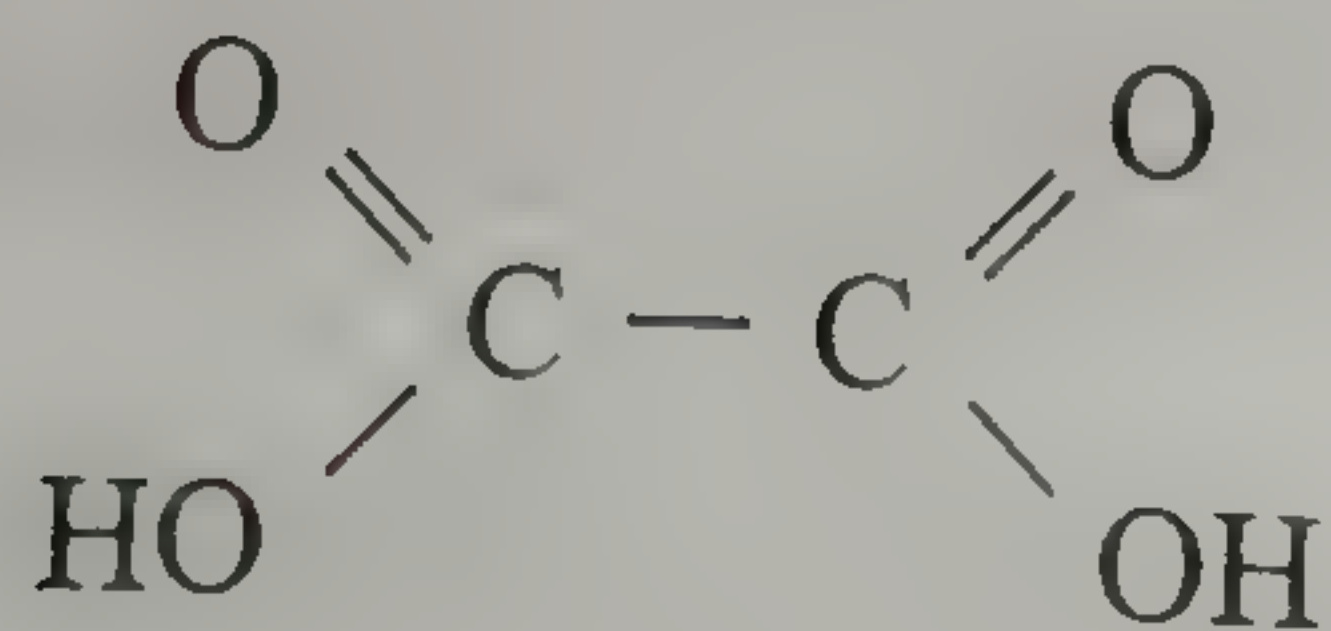
ácido etanóico ou ácido acético



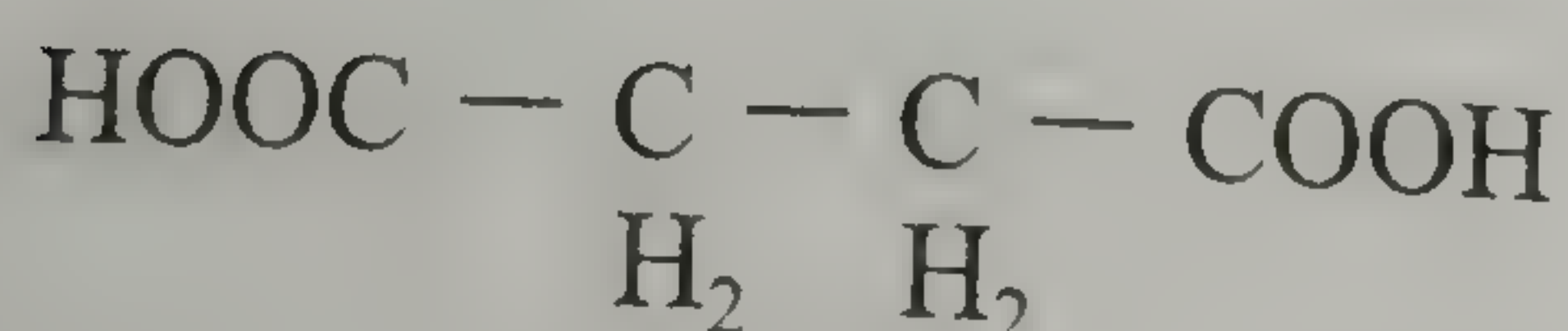
ácido 2-metilbutanóico ou
ácido α -metilbutanóico



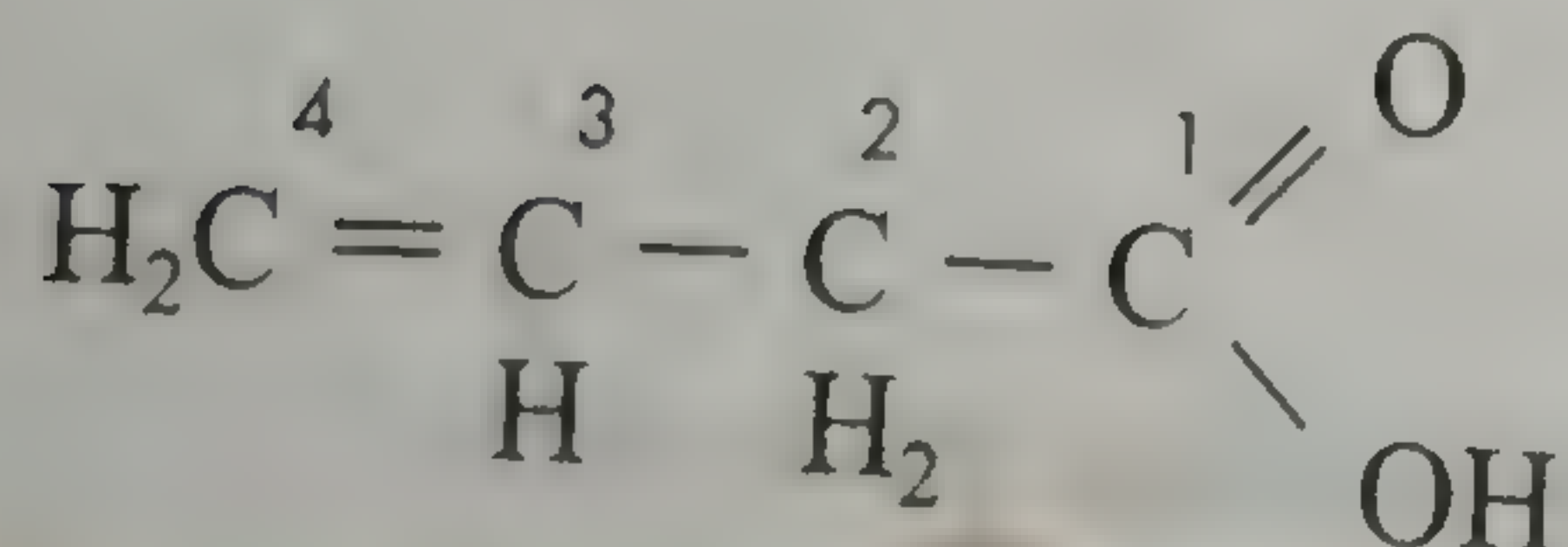
ácido 3-metilbutanóico ou
ácido β -metilbutanóico



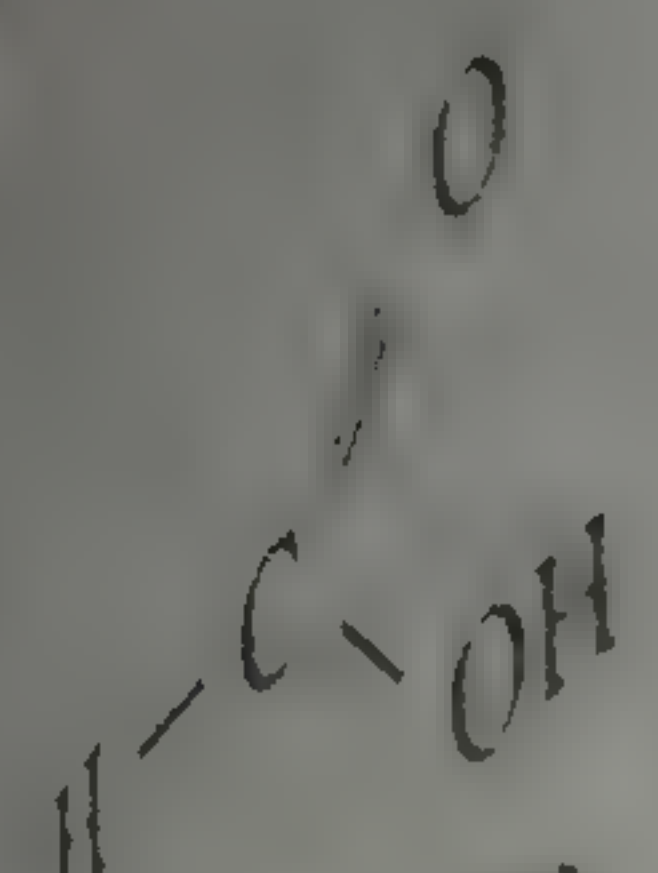
ácido etanodióico ou
ácido oxálico



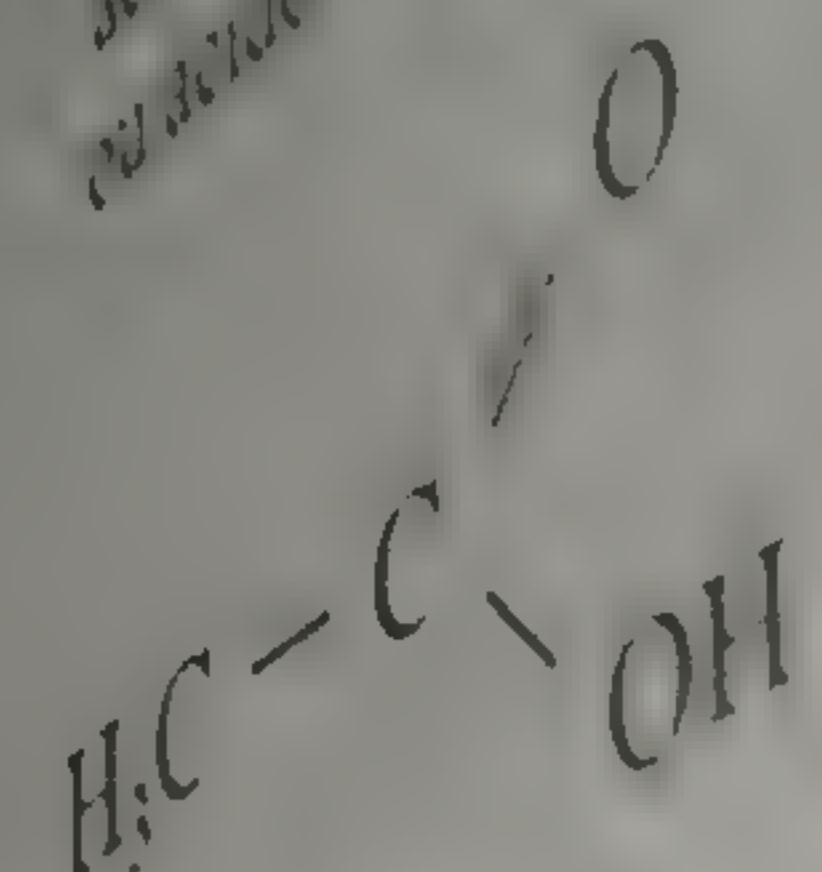
ácido butanodióico ou
ácido succínico



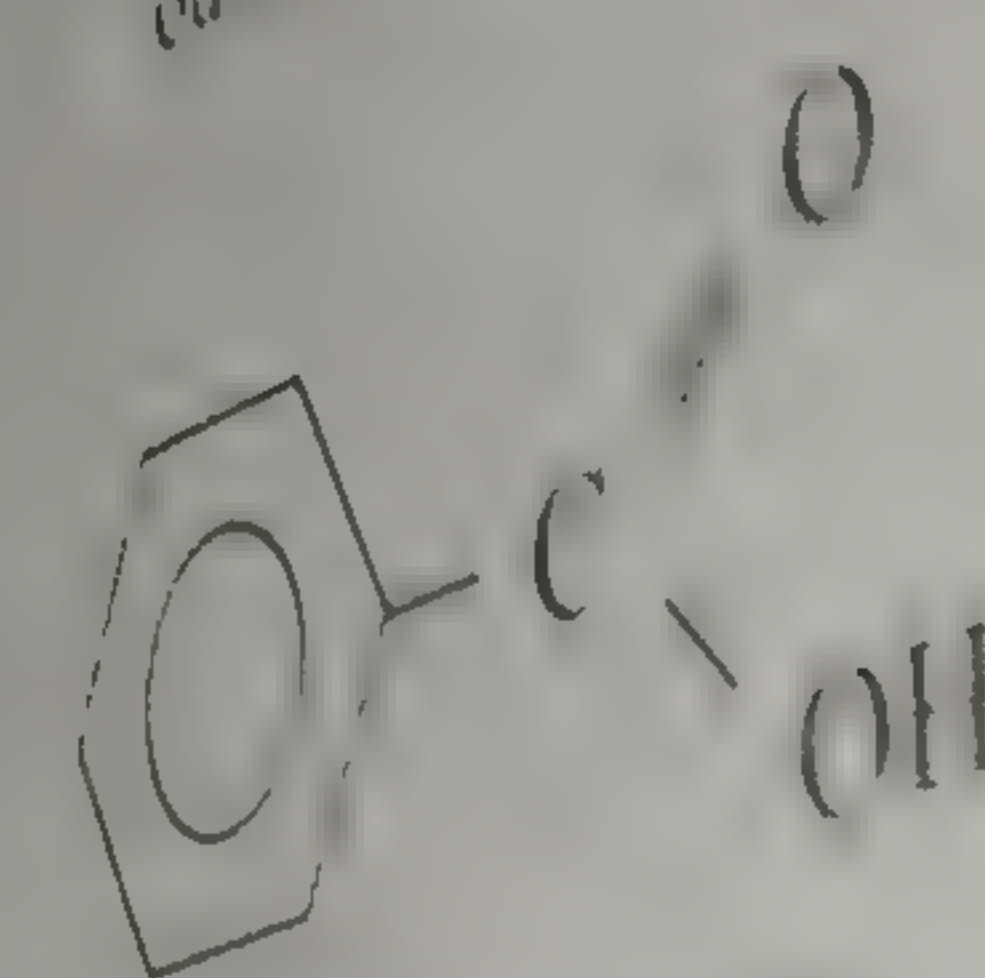
ácido 4-butenóico



ácido metanóico
ou ácido fórmico



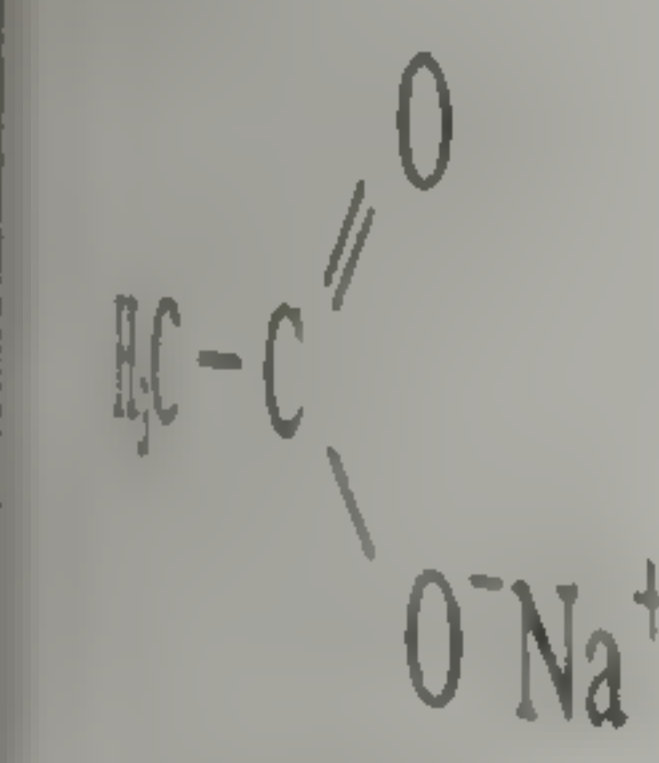
ácido etanóico
ou ácido acético



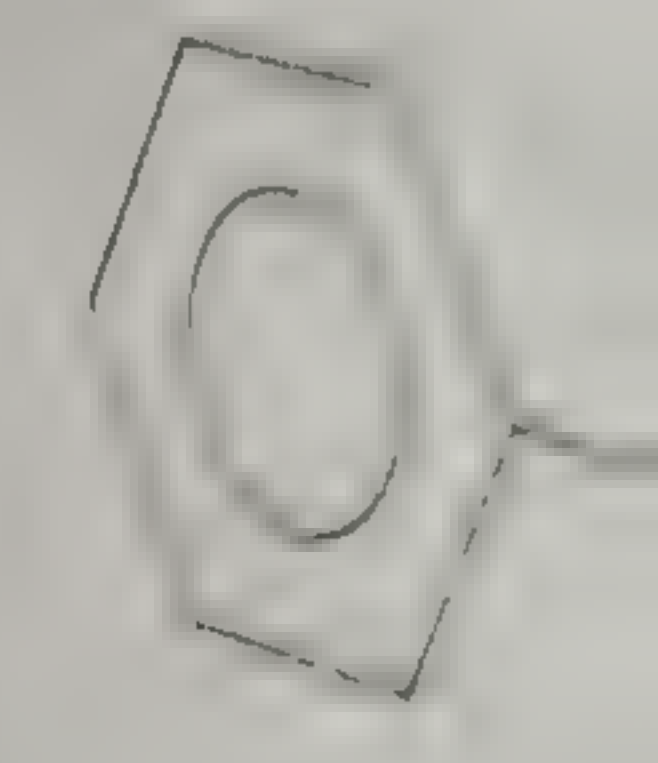
ácido benzóico

Ácidos carboxílicos

Se o nome do radical obtido pela
remoção do grupo carboxila que o substitui:

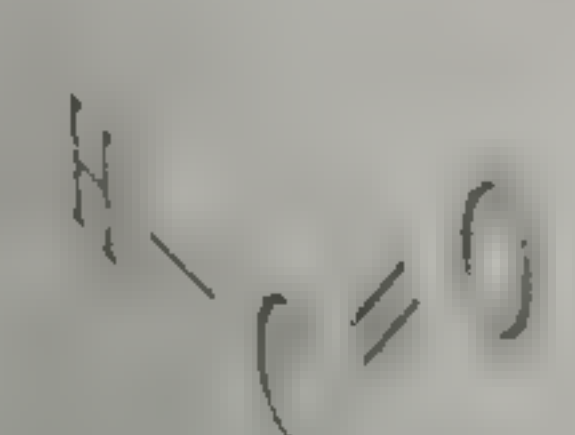


acetato de sódio
(acetato de sódio)



Ácidos carboxílicos

Se os nomes oficiais e usuais consid-
rarem-se a terminação *ico* do ácido corr-

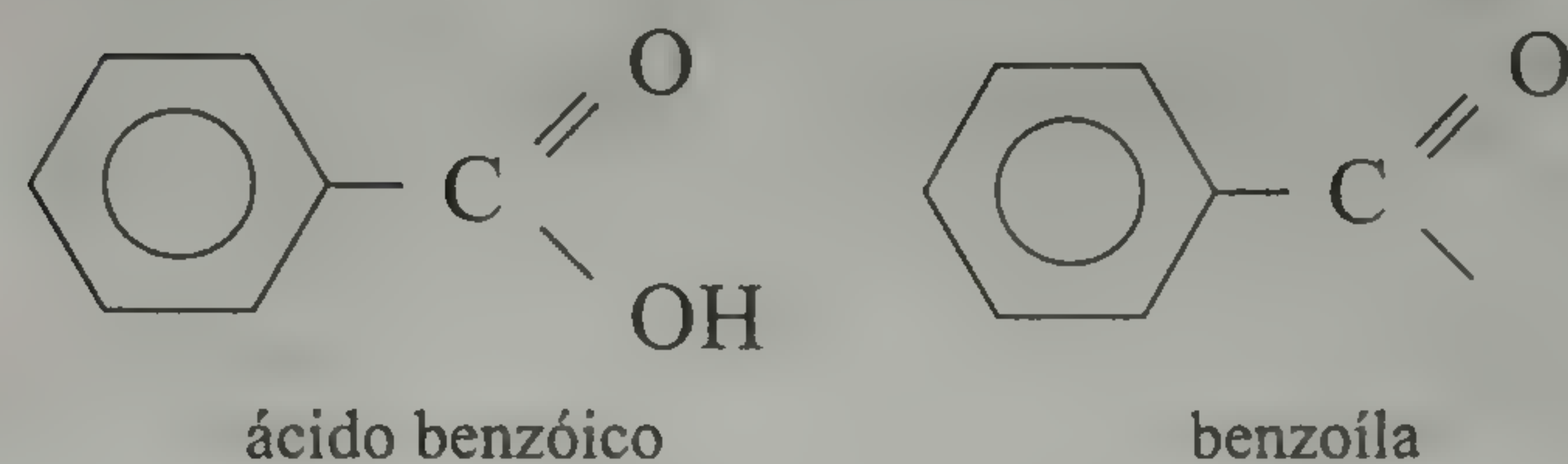
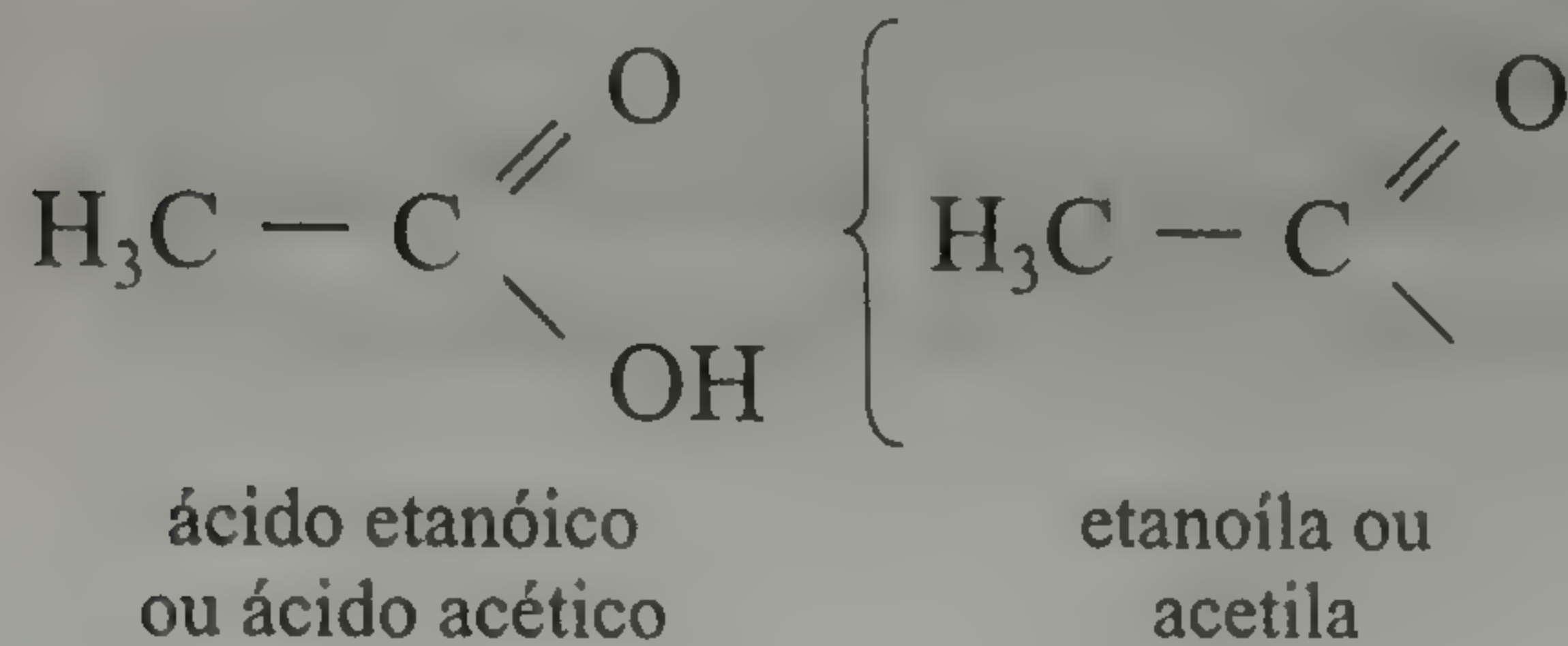
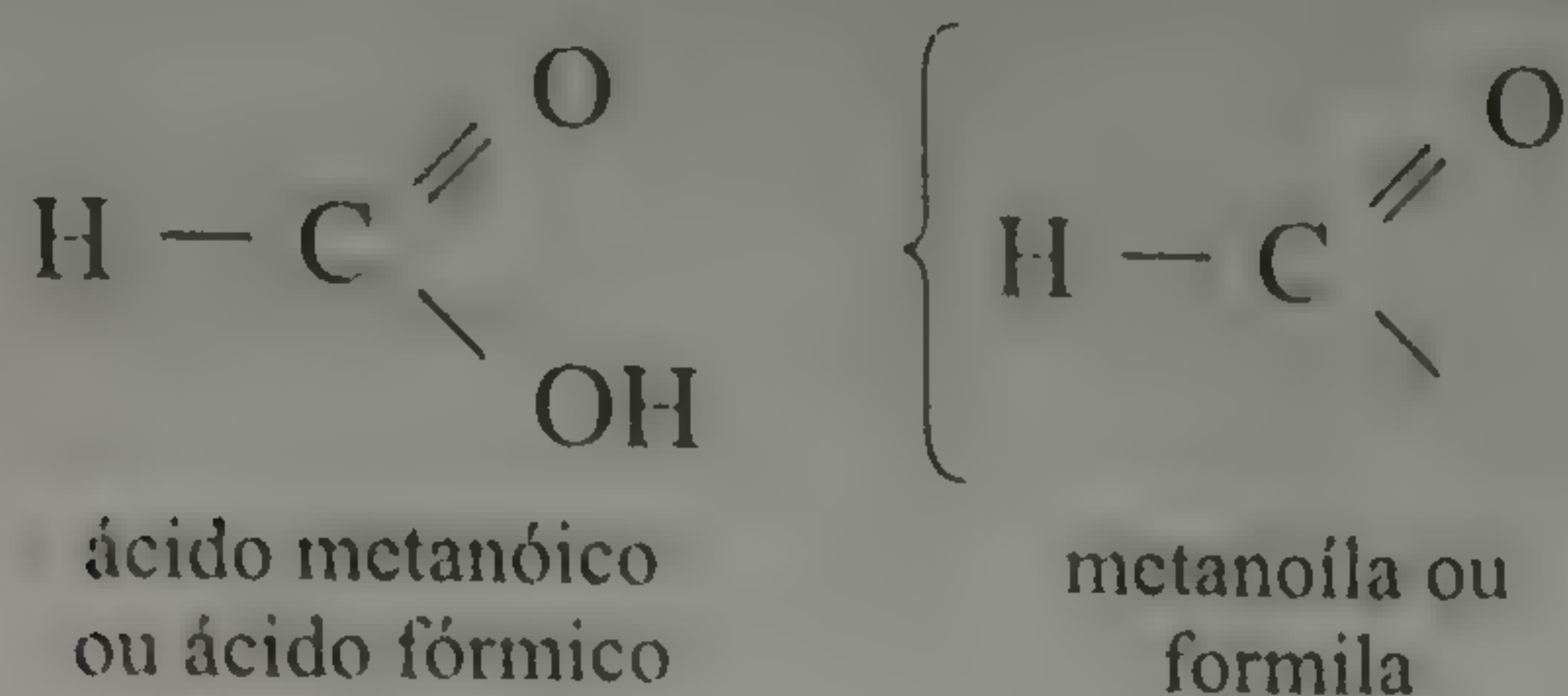


QUÍMICA ORGÂNICA

Observação

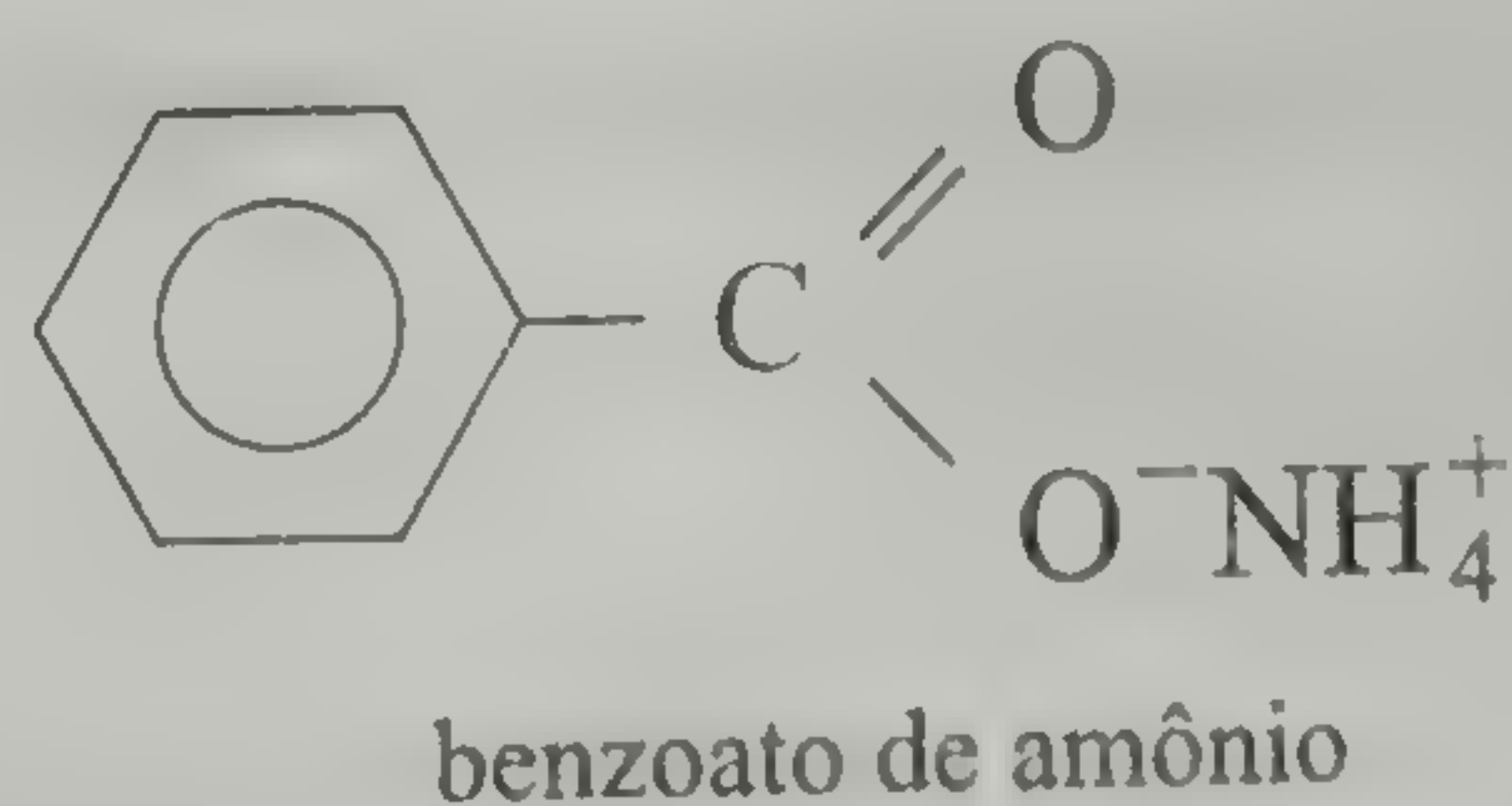
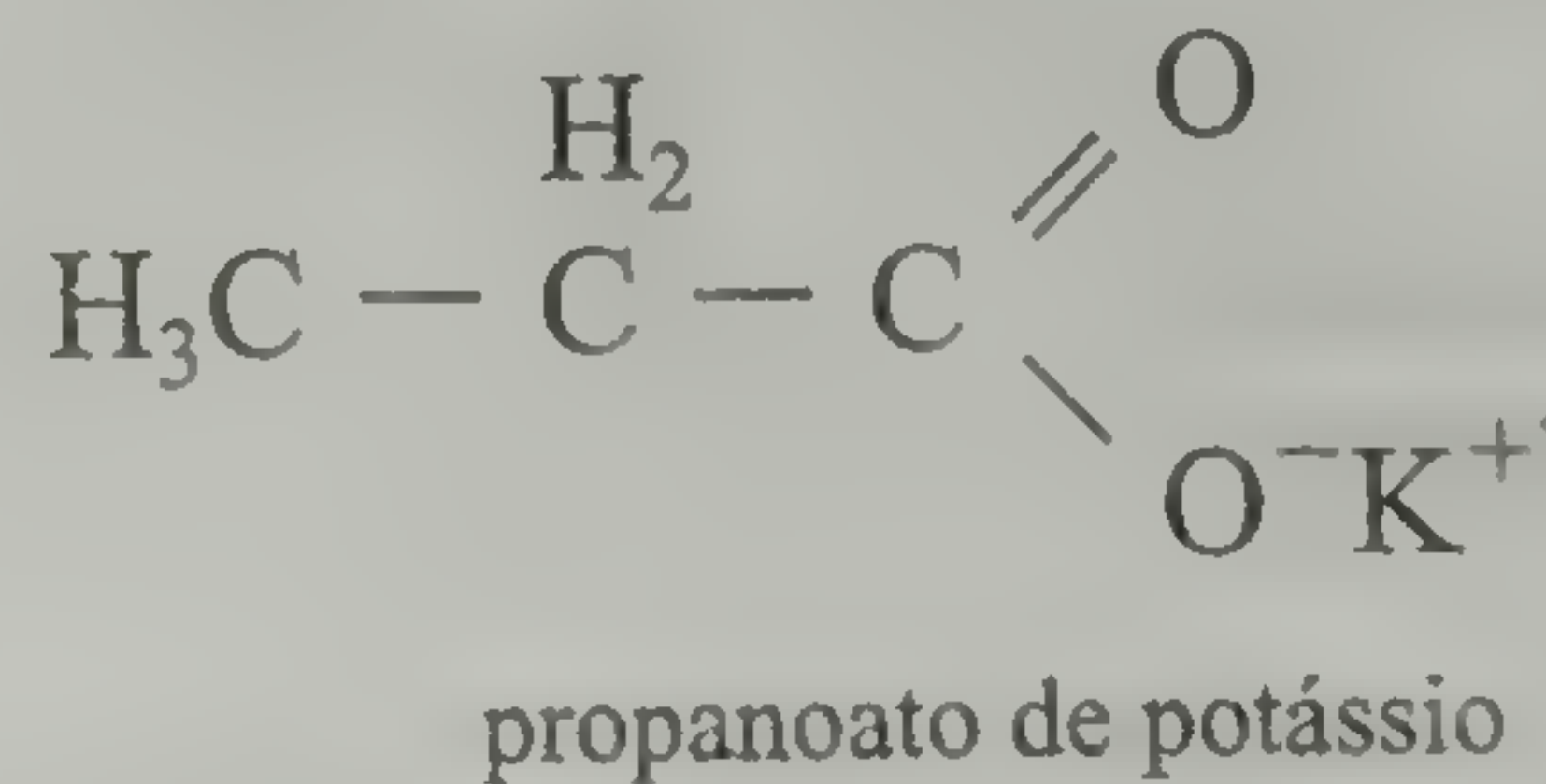
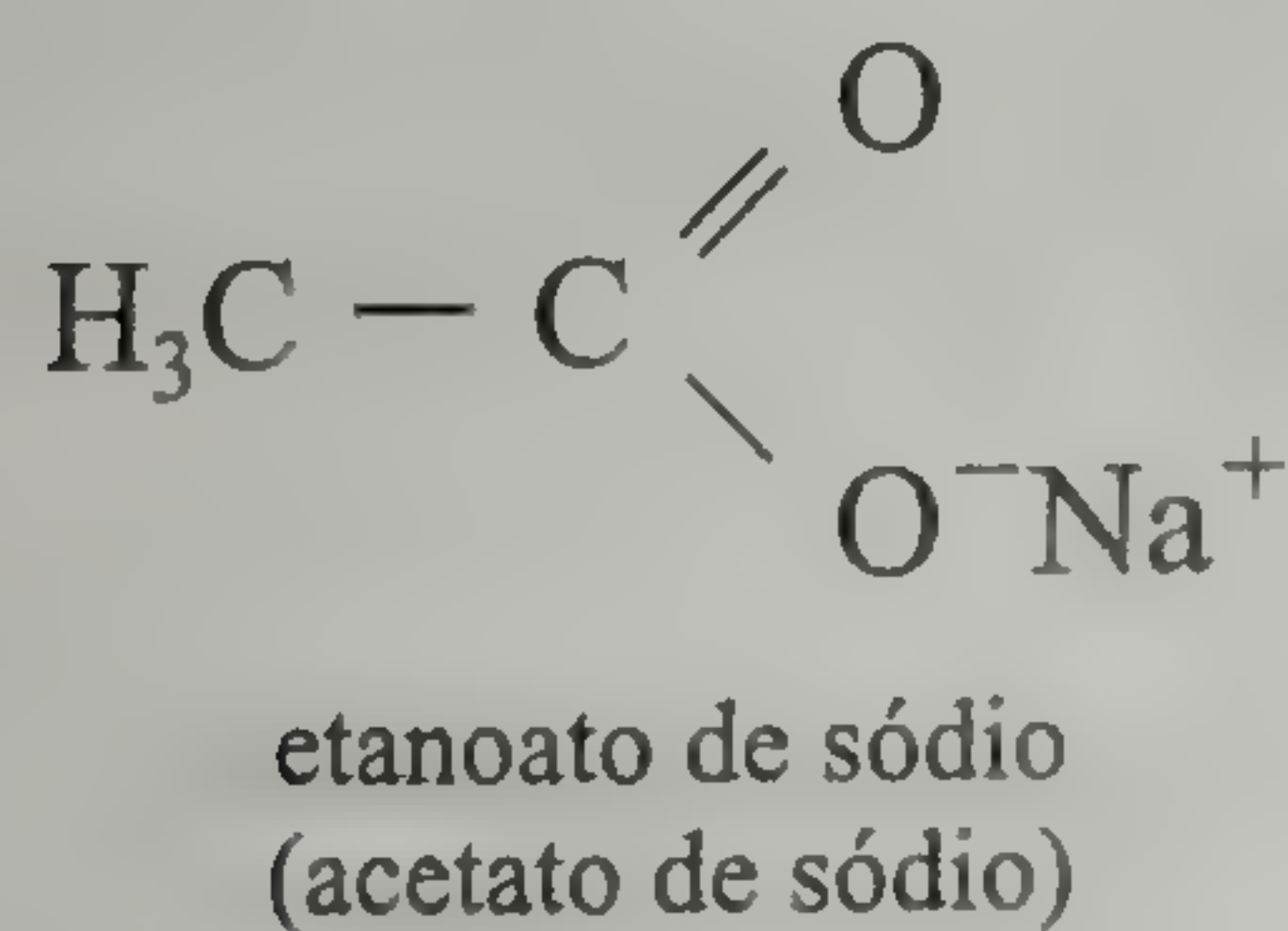
Retirando-se a hidroxila ($-OH$) dos ácidos carboxílicos, obtém-se um radical *acila*.

Exemplos:



Sais de ácidos carboxílicos

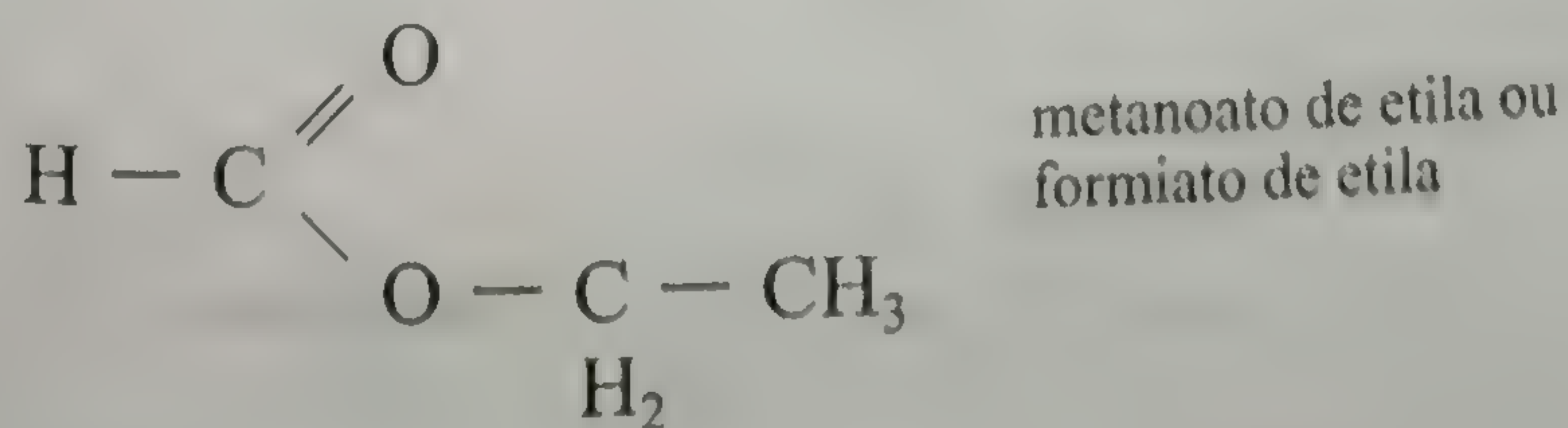
Dá-se o nome do radical obtido pela retirada do H da hidroxila do ácido seguido do cátion que o substitui:

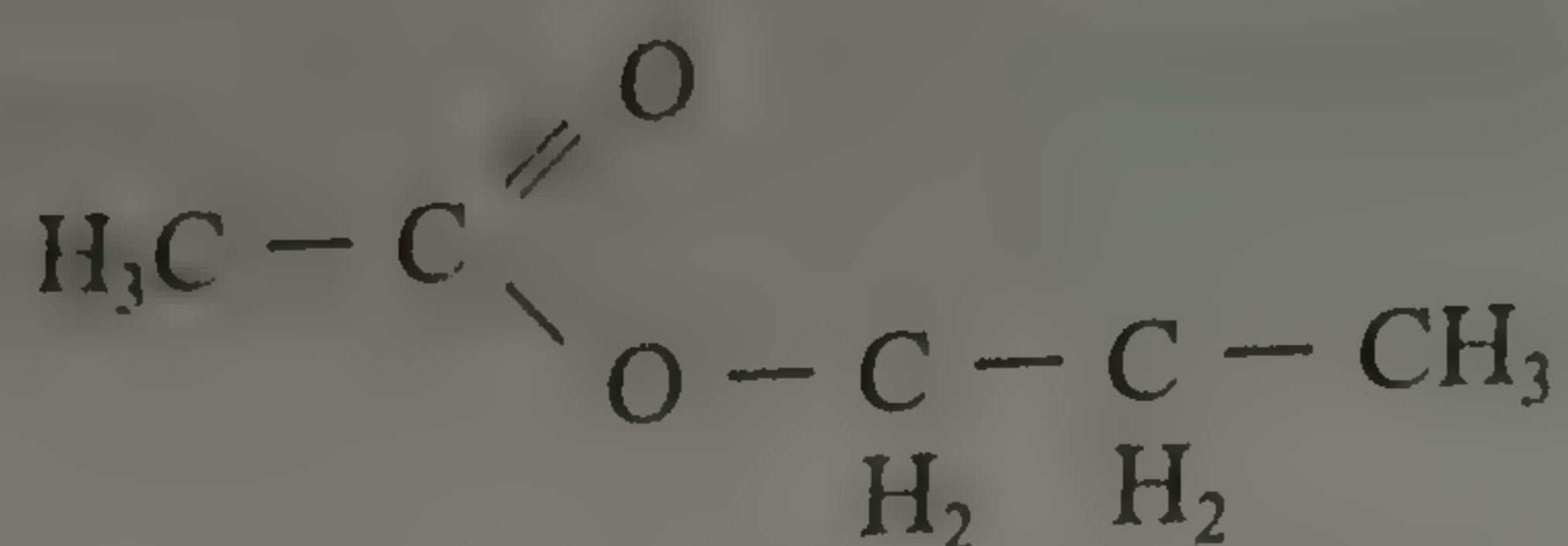


Ésteres de ácidos carboxílicos

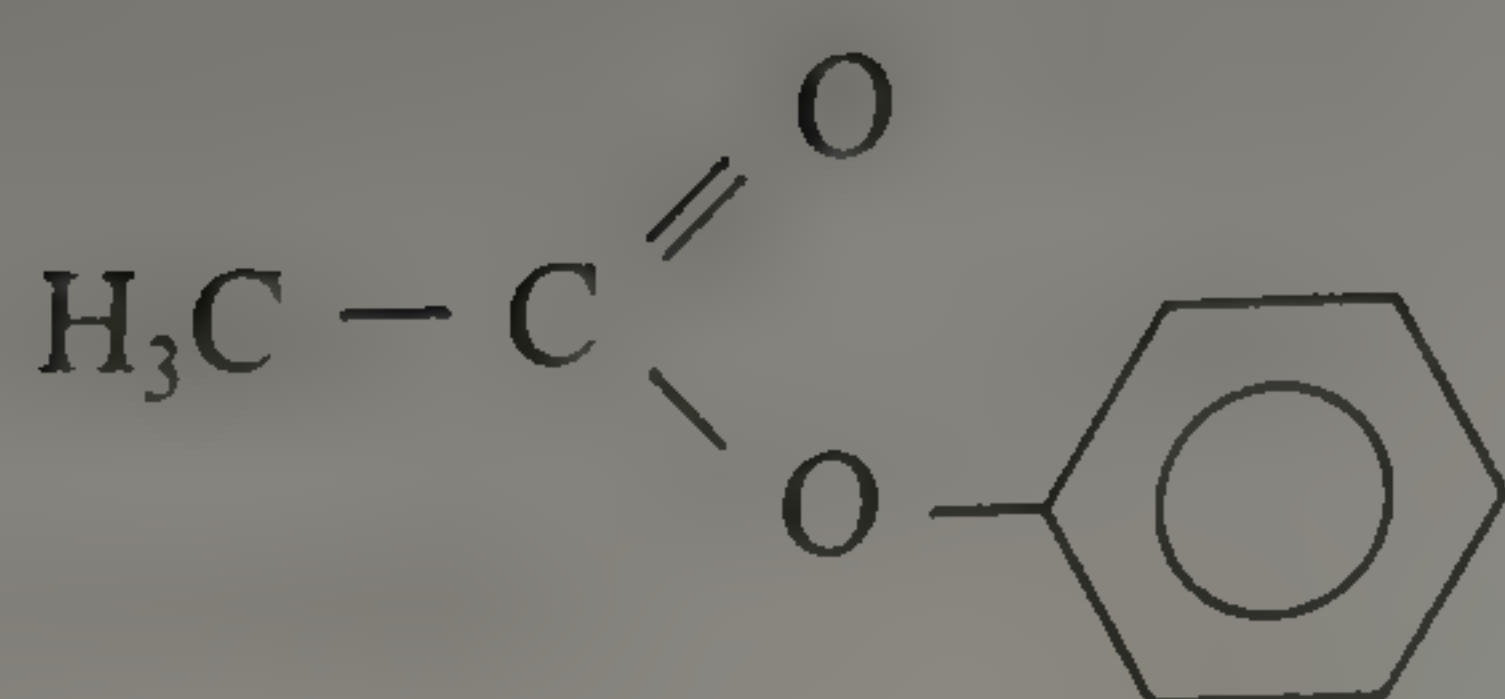
Os nomes oficiais e usuais consideram os ésteres como se fossem sais, substituindo-se a terminação *ico* do ácido correspondente por *ato*.

Exemplos:





etanoato de propila ou
acetato de propila

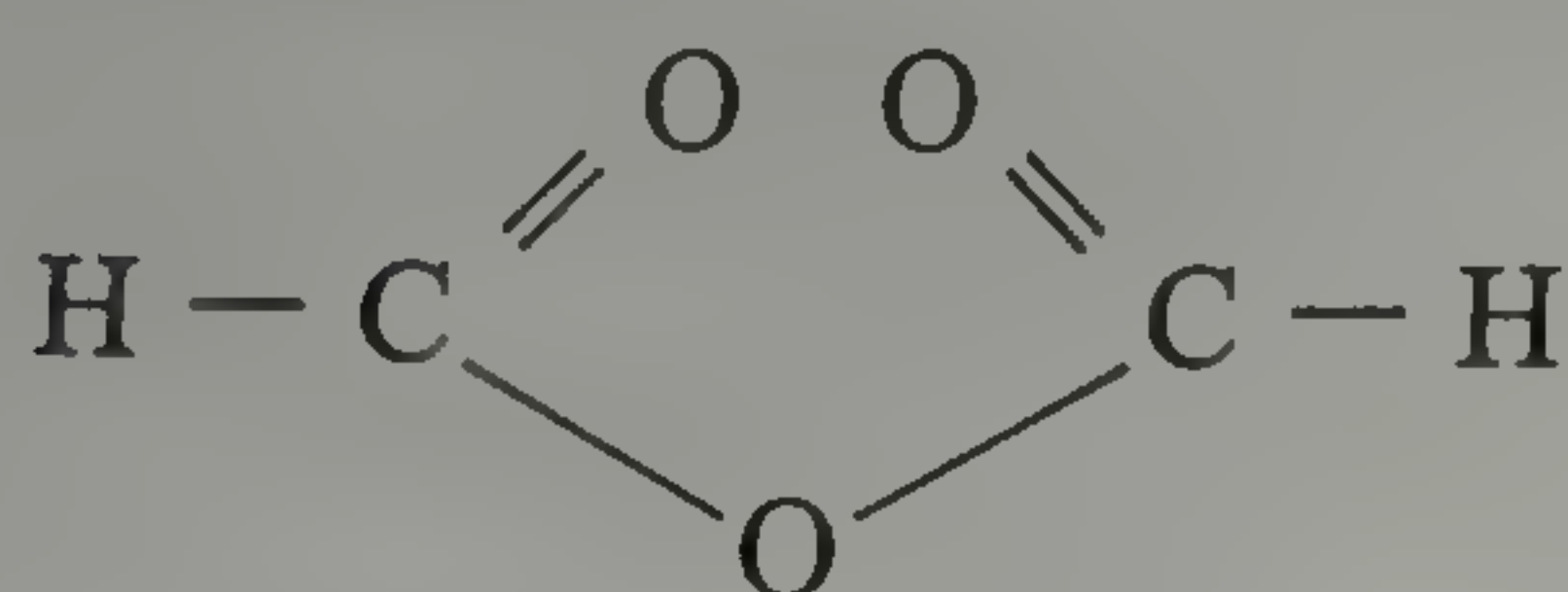


etanoato de fenila ou
acetato de fenila

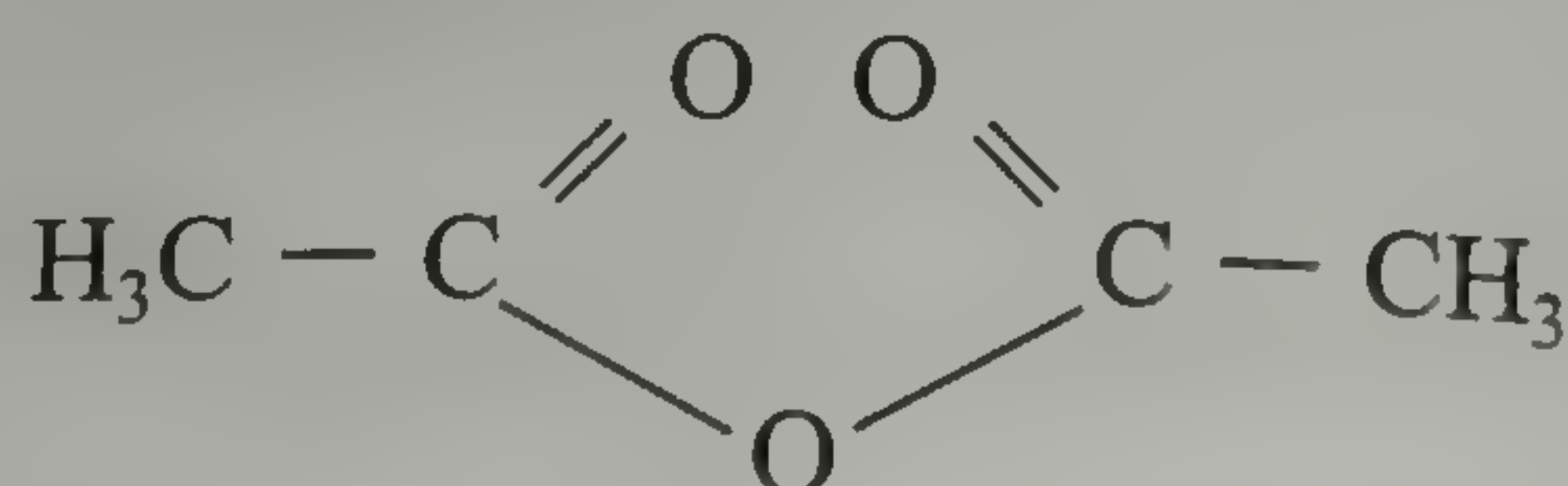
Anidridos de ácidos carboxílicos

Os anidridos são considerados, para efeito de denominação, como derivados do ácido carboxílico correspondente, tanto na nomenclatura oficial como na usual.

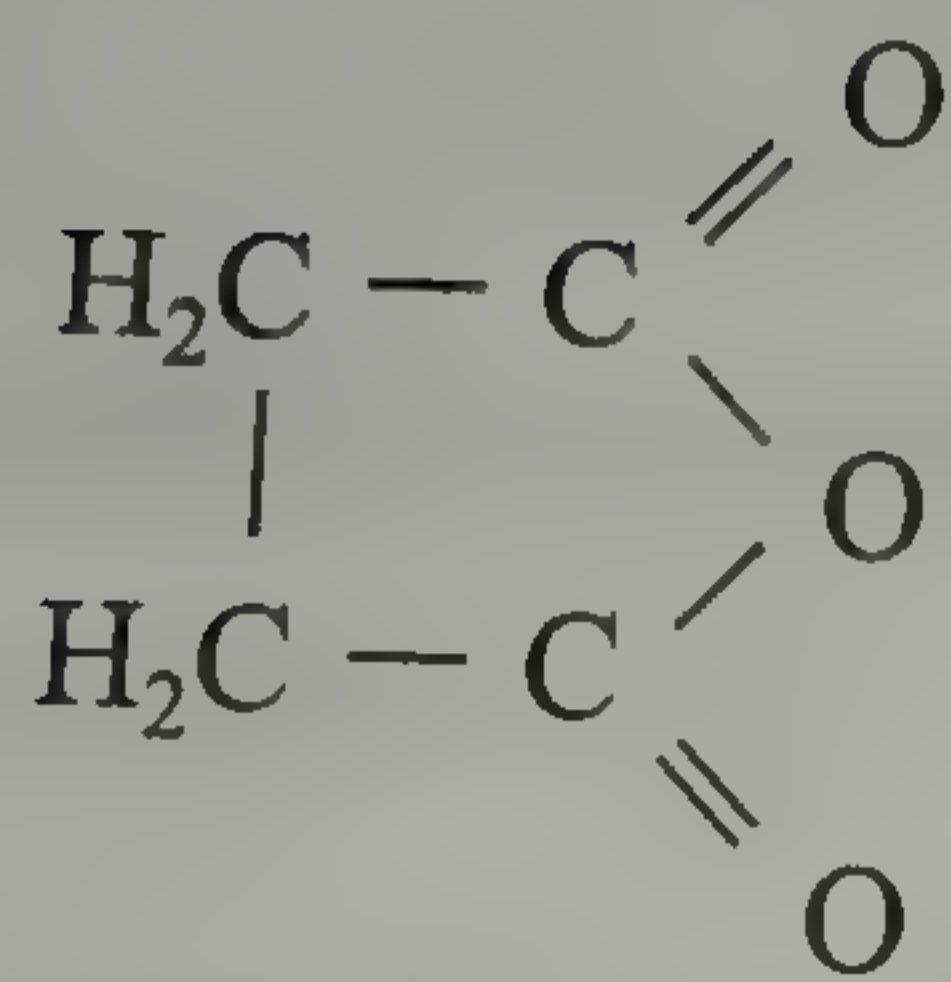
Exemplos:



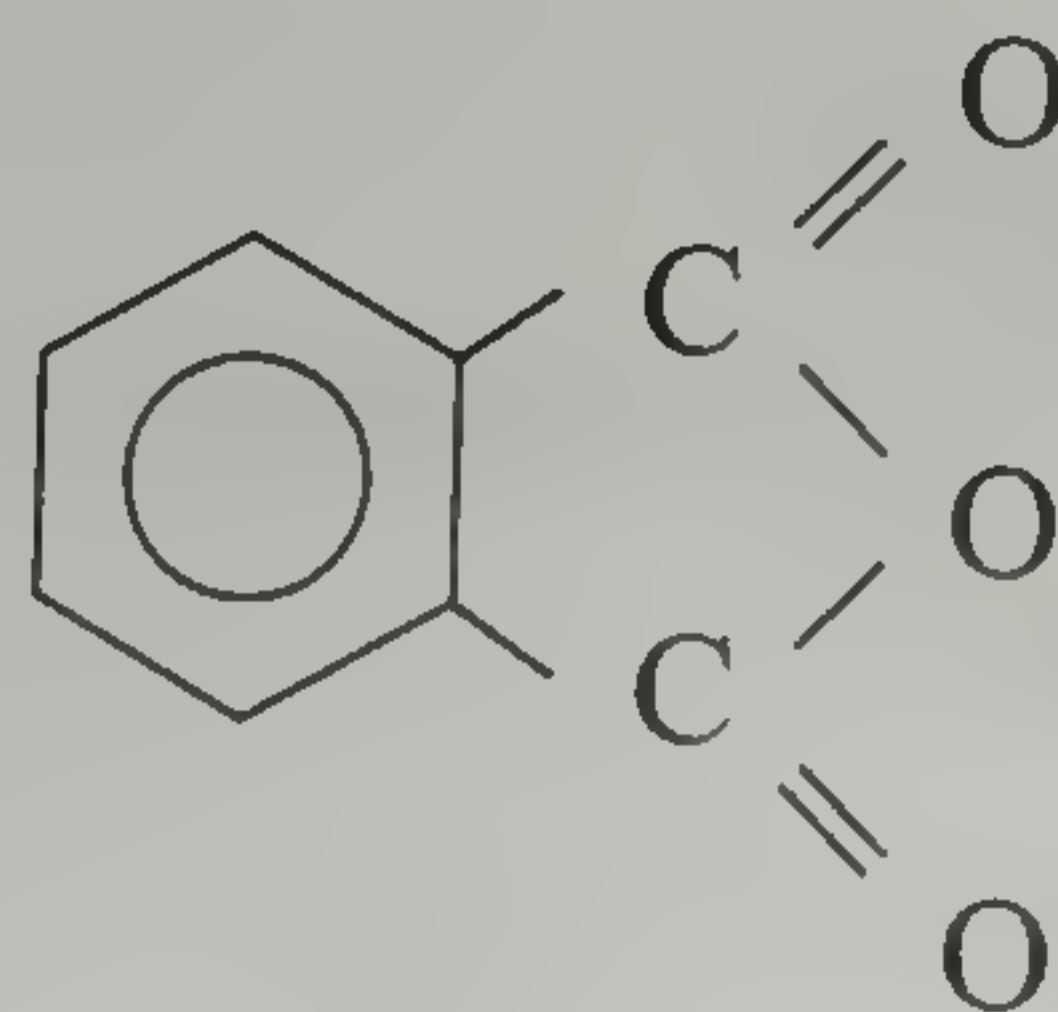
anidrido metanóico ou
anidrido fórmico



anidrido etanóico ou
anidrido acético



anidrido butanodióico
ou anidrido succínico



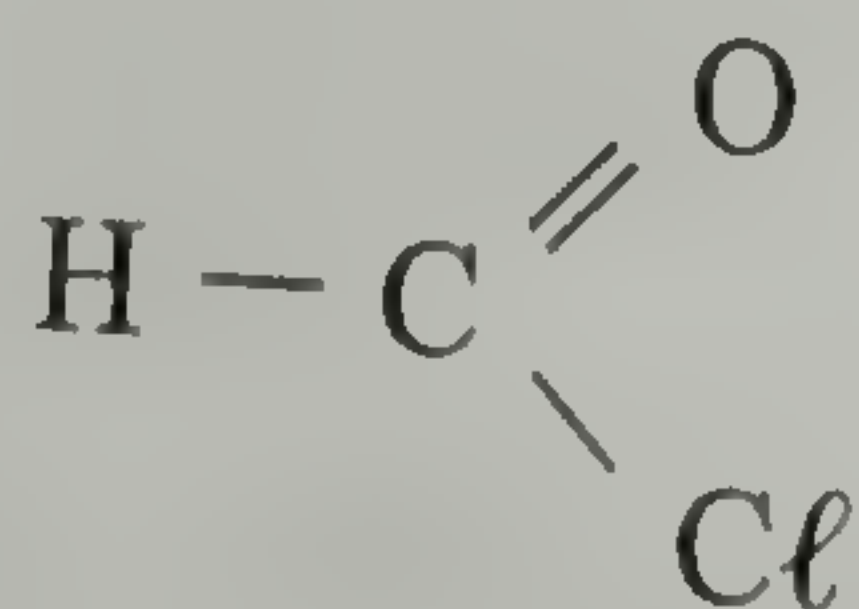
anidrido ftálico

384

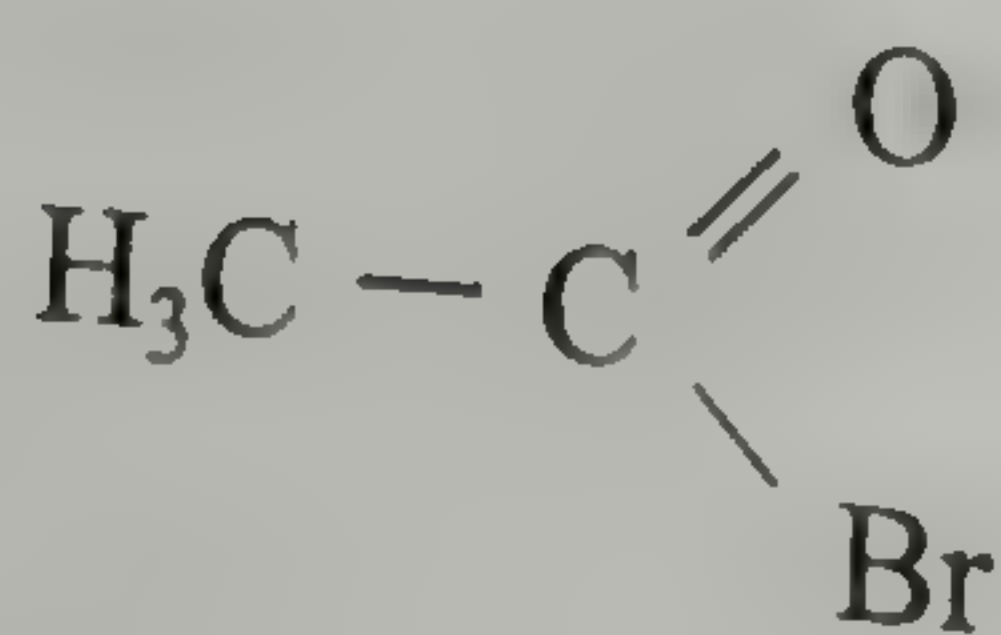
Haleto de acila

As nomenclaturas oficial e usual desses compostos utilizam o nome *haleto* seguido do nome do radical acila.

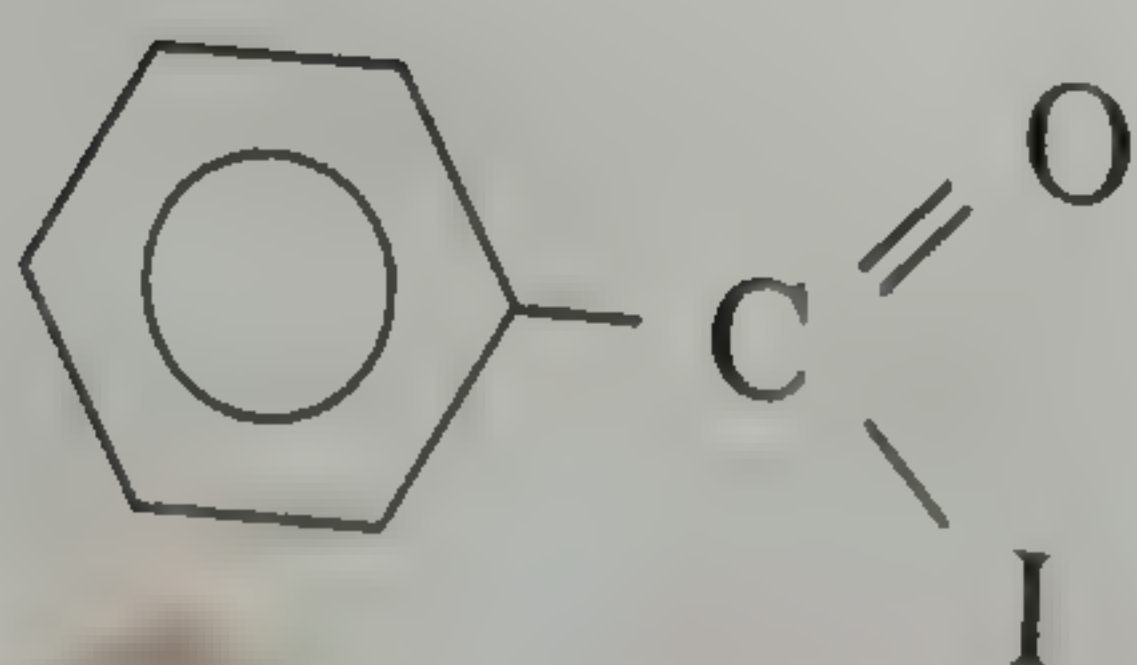
Exemplos:



cloreto de metanoíla ou
cloreto de formila



brometo de etanoíla ou
brometo de acetila

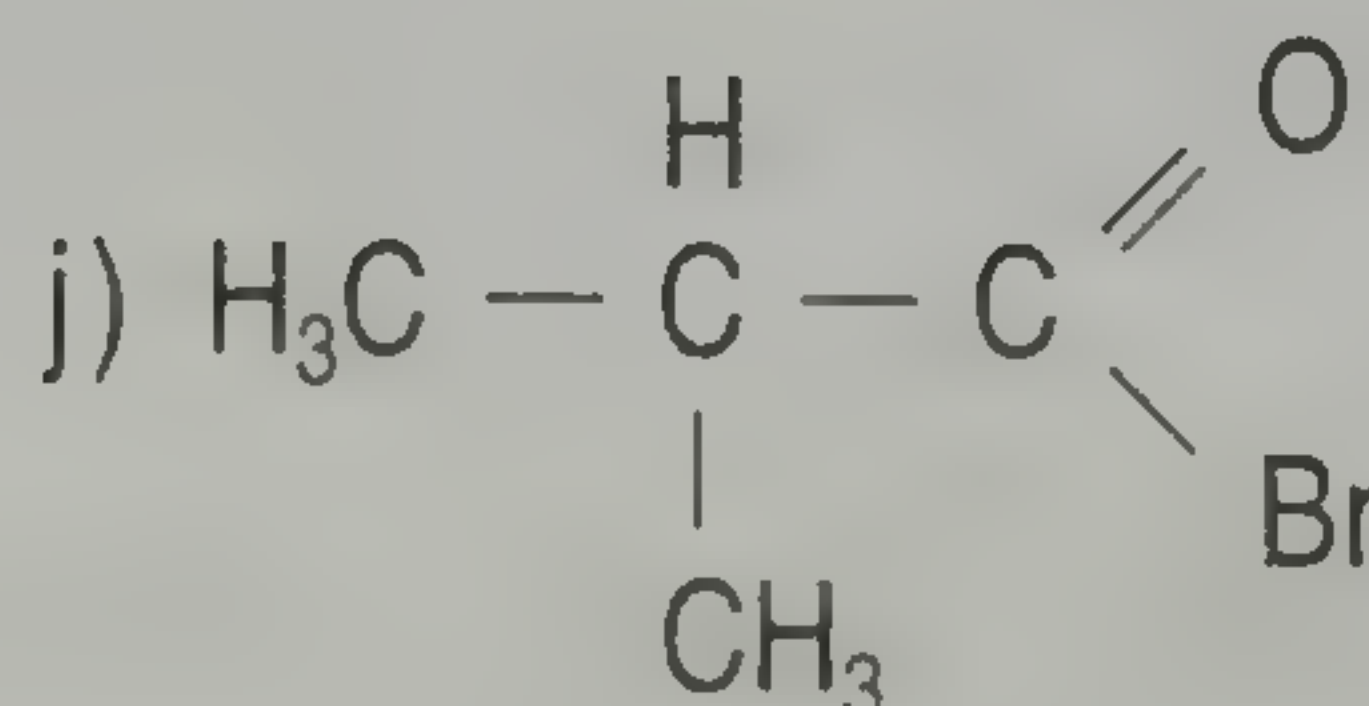
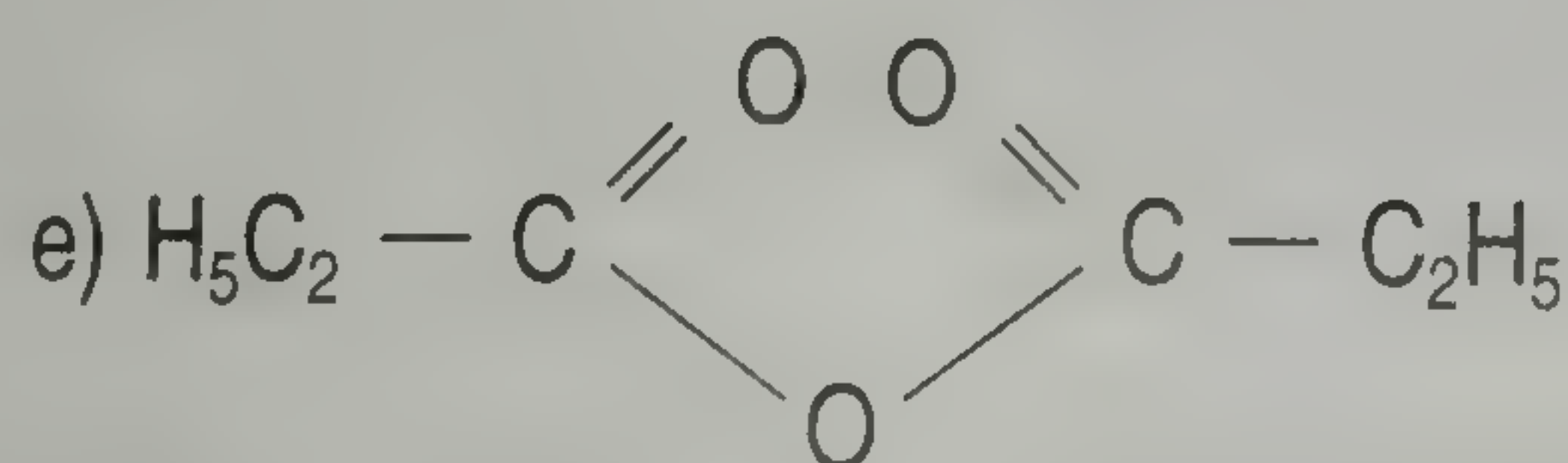
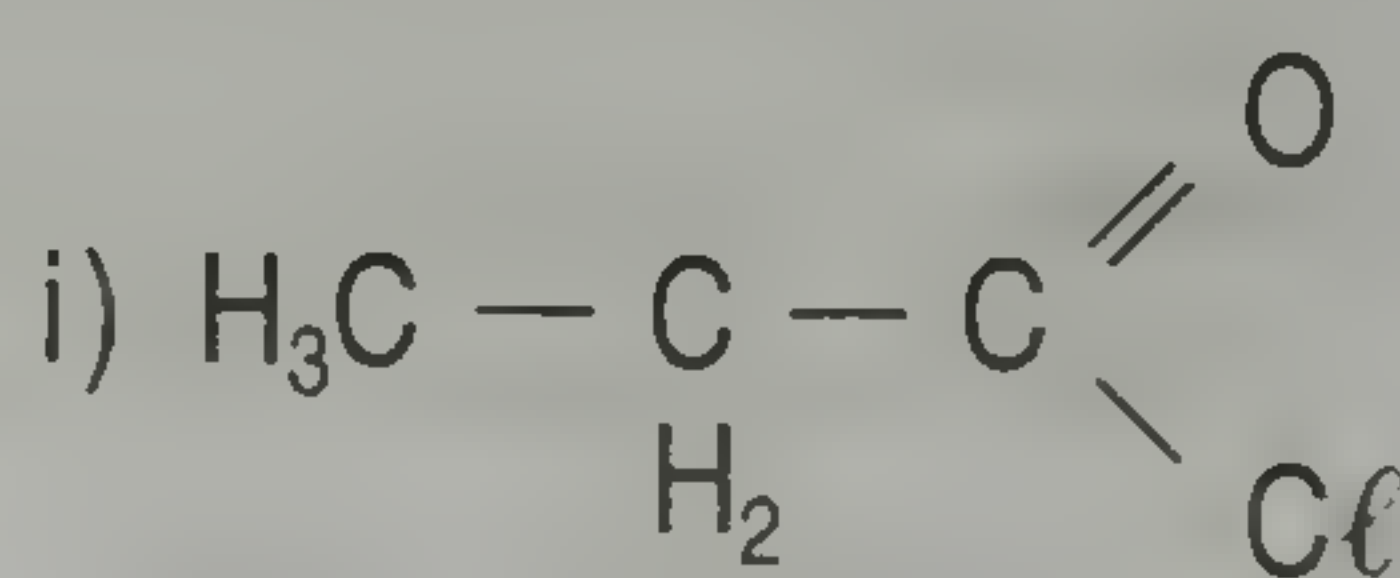
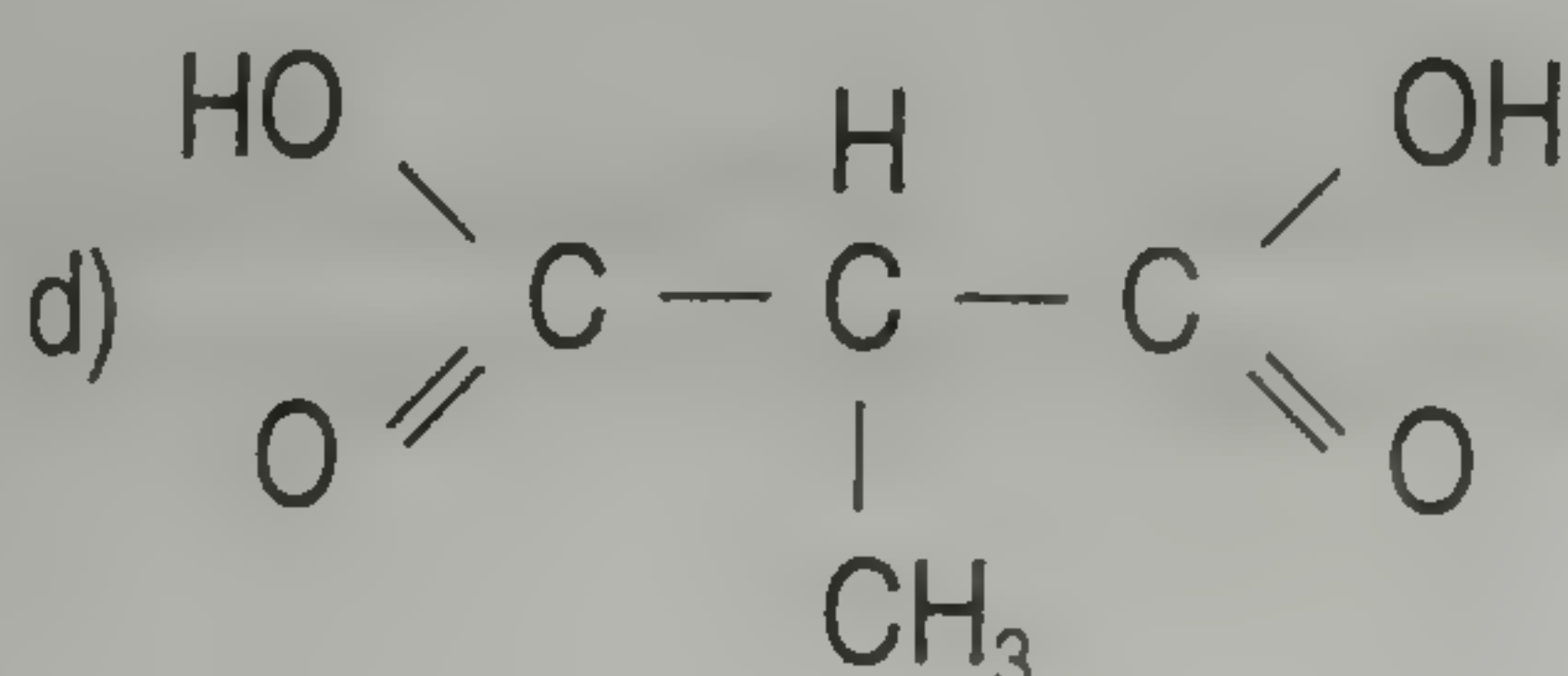
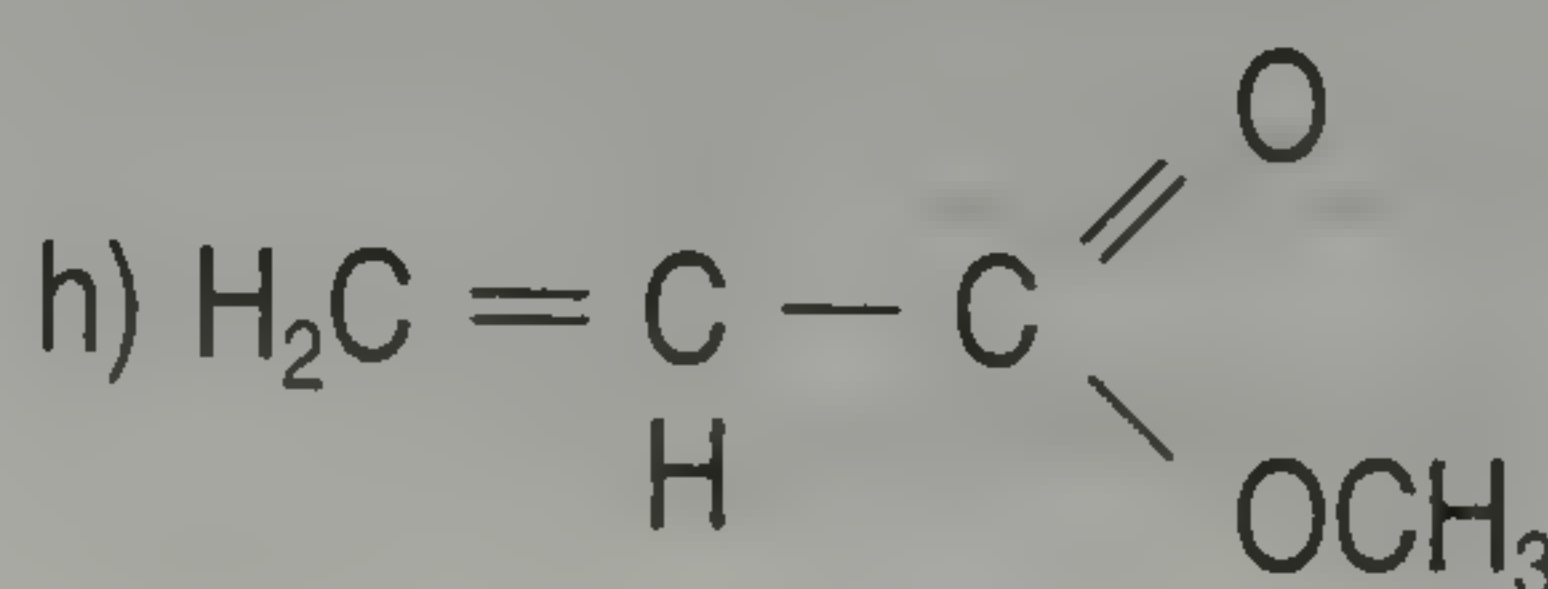
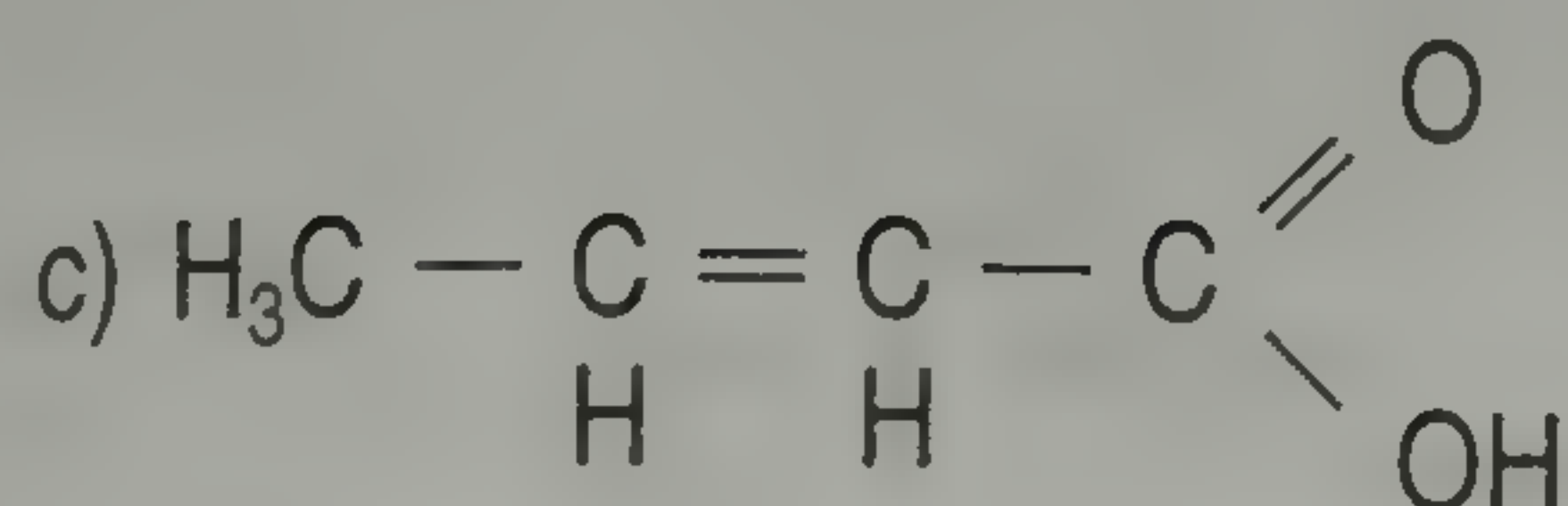
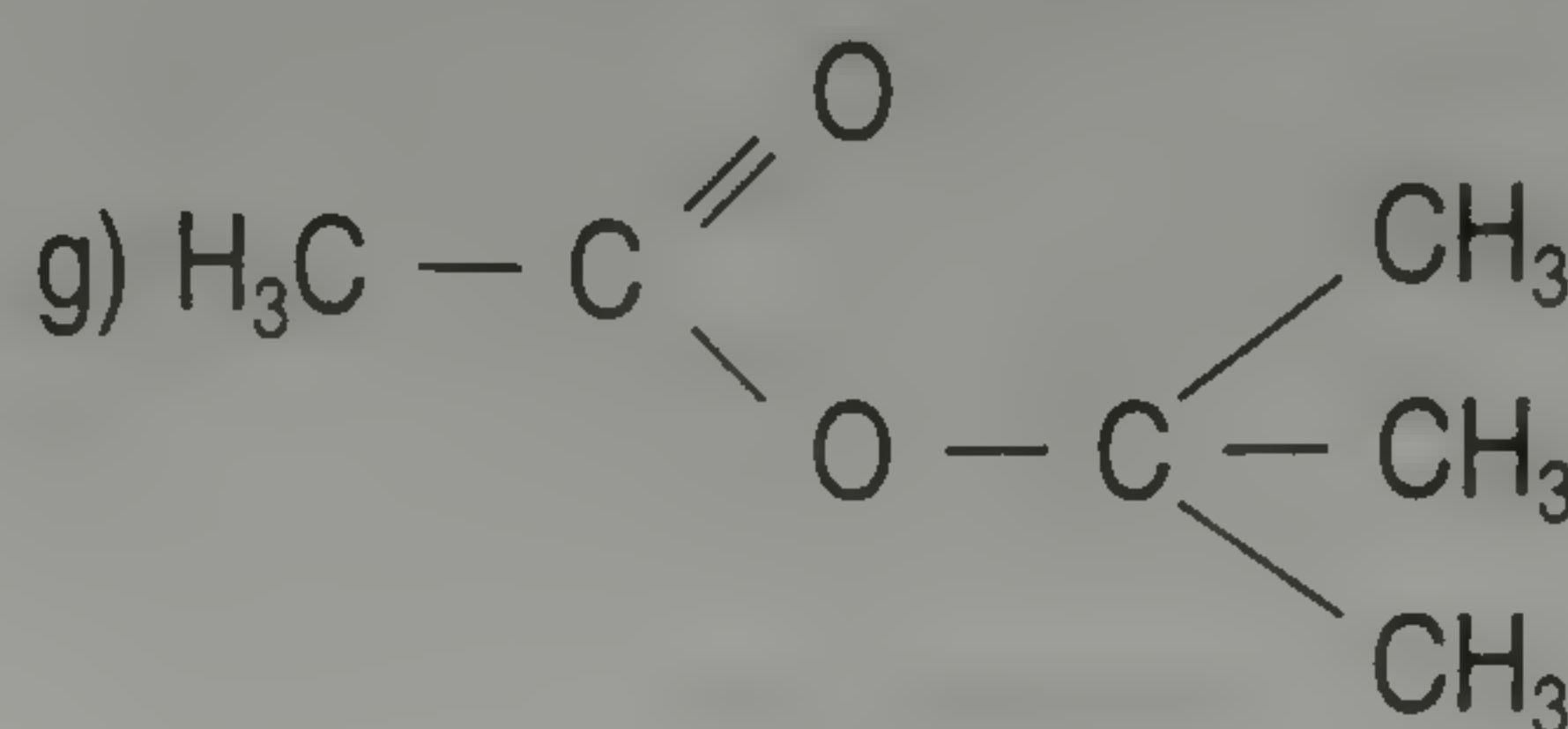
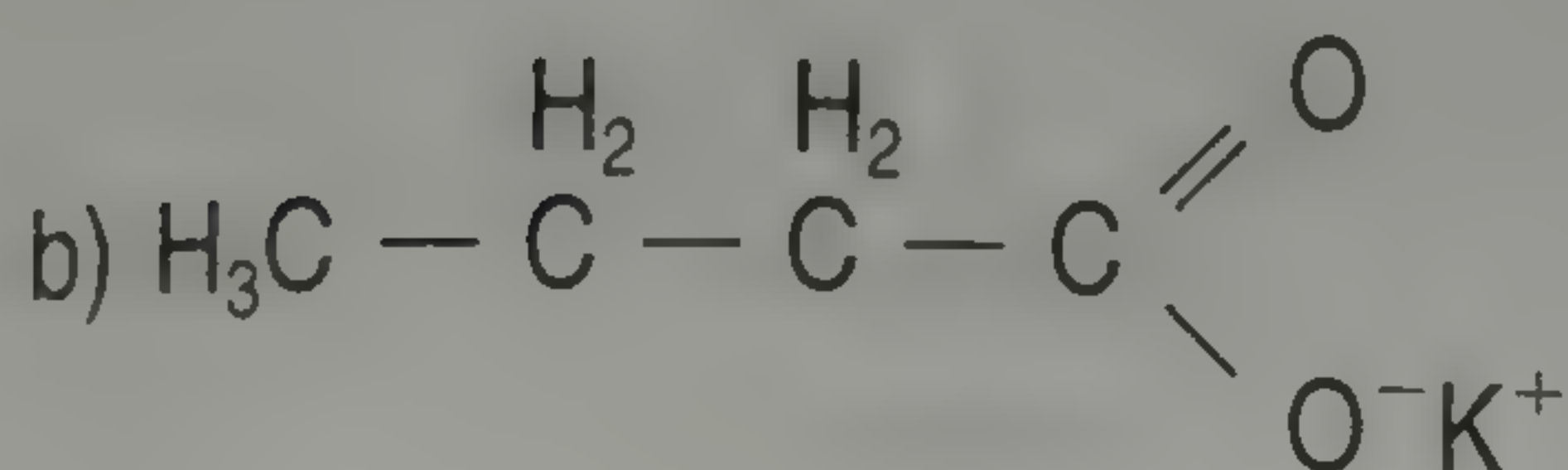
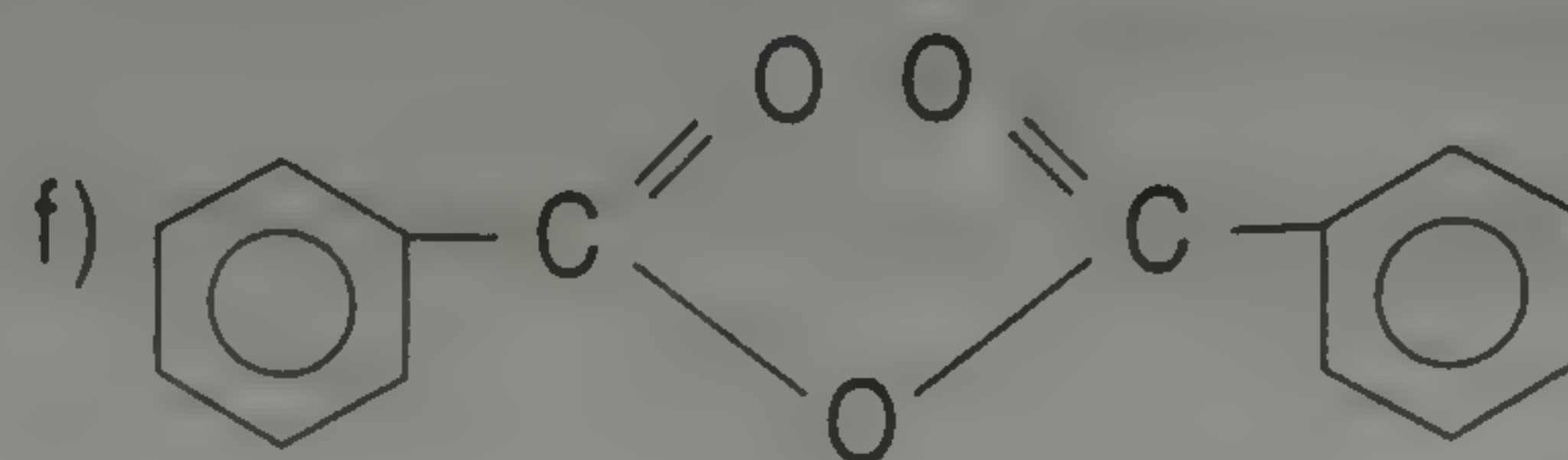
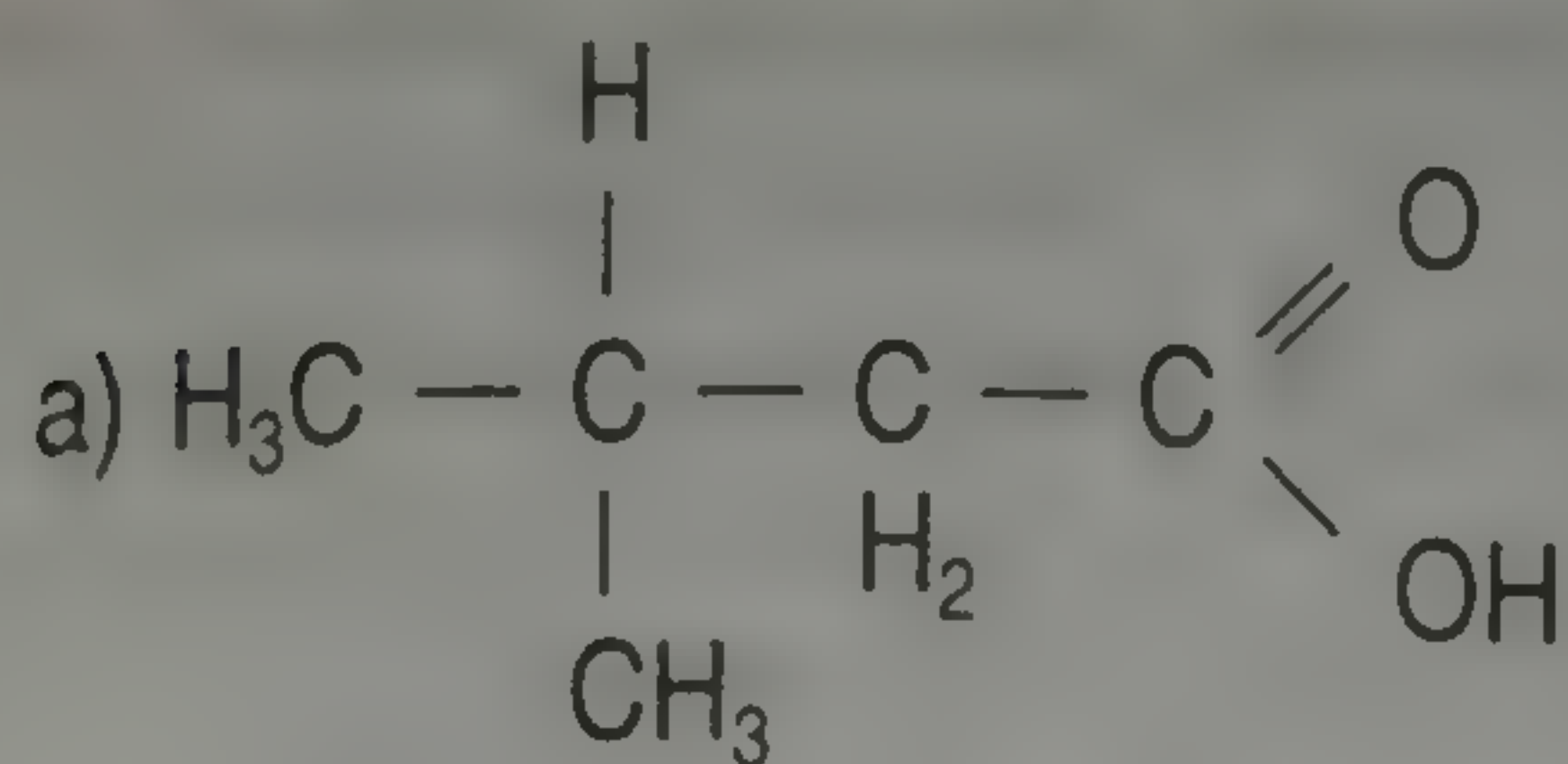


iodeto de benzoíla

QUÍMICA ORGÂNICA

EXERCÍCIOS

37. Dê os nomes oficiais e, quando possível, os usuais dos compostos abaixo.



38. Dê as fórmulas estruturais dos seguintes compostos:

a) ácido α -etilbutanóico;

d) oxalato de cálcio;

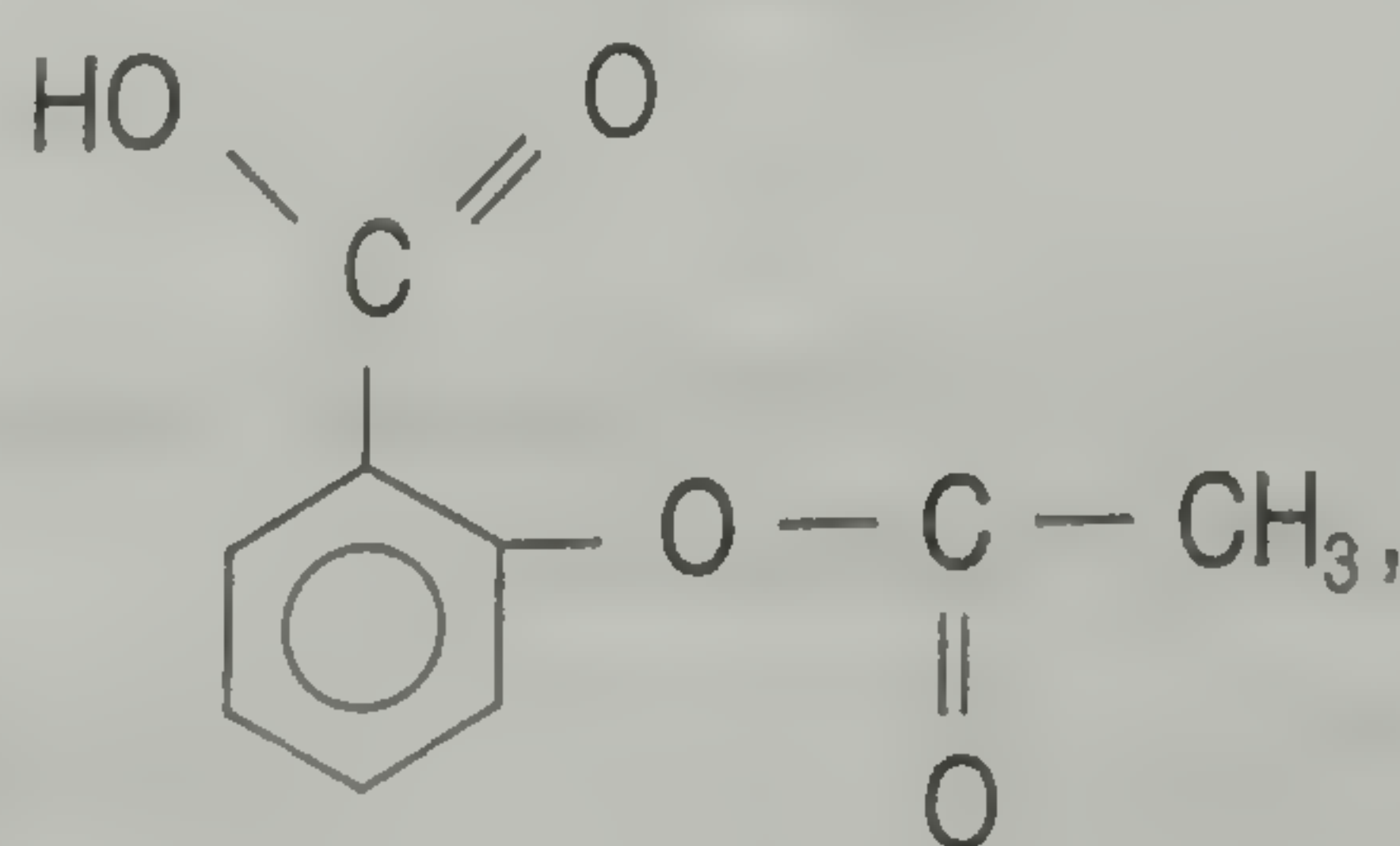
b) ácido 2,3-dimetilpentanóico;

e) propanoato de metila;

c) anidrido butanóico;

f) cloreto de propanoíla.

39. (ESAM-RN) A aspirina, composto de fórmula:



é um éster do:

a) ácido metilbenzóico.

d) metanol.

b) ácido propanóico.

e) propanol.

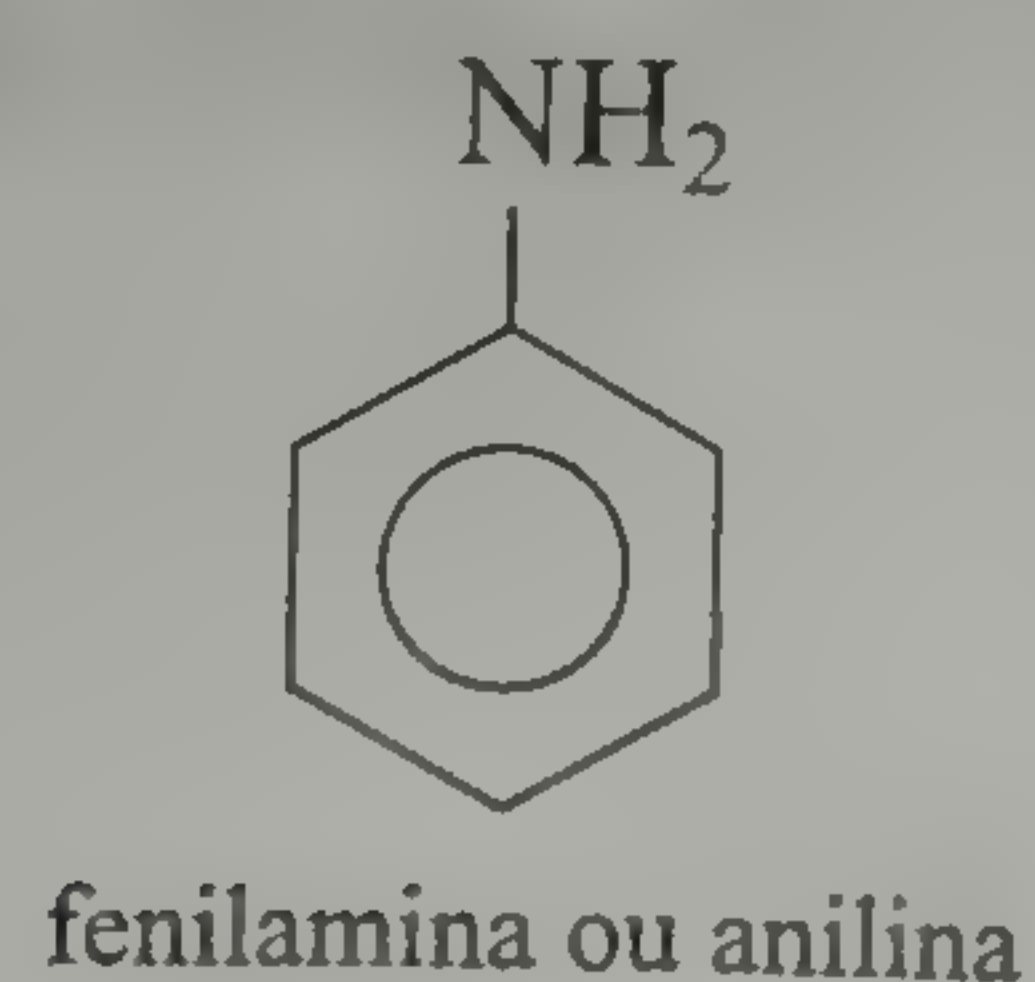
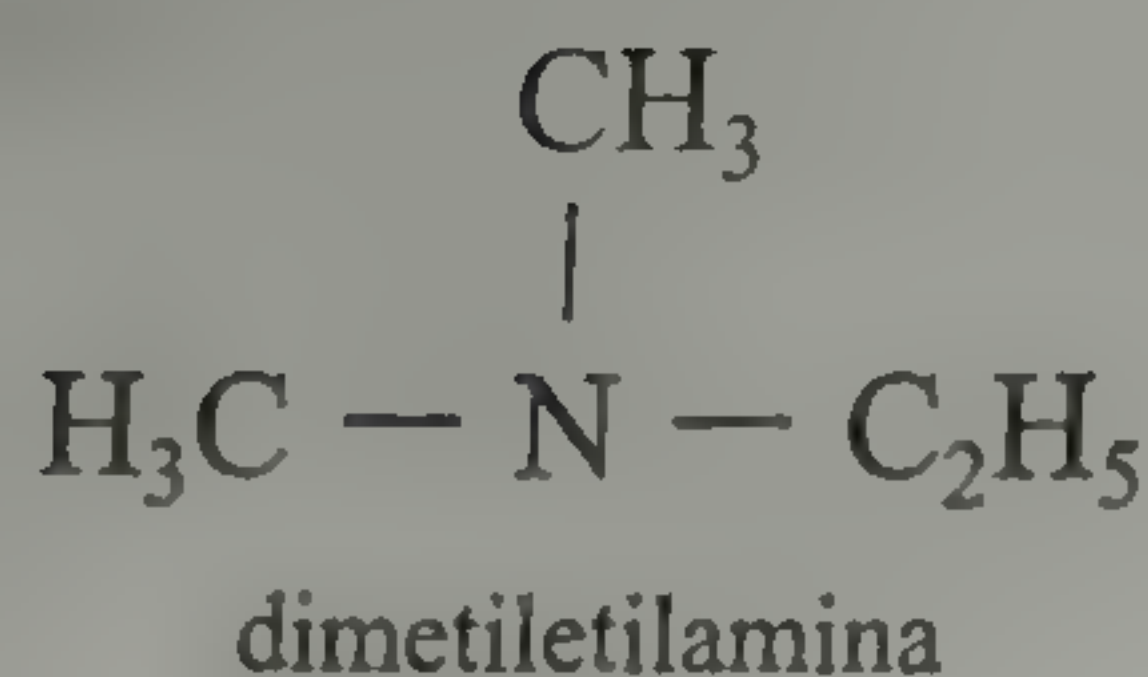
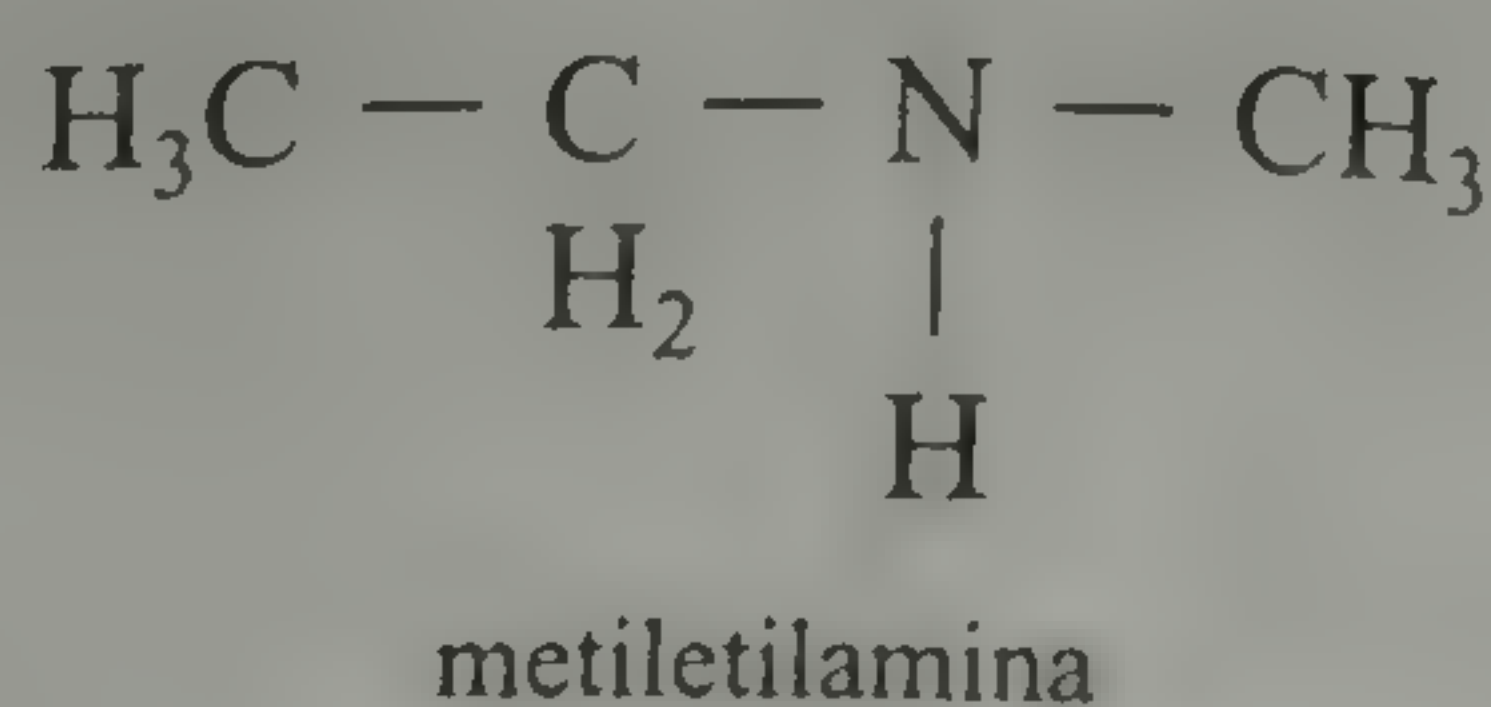
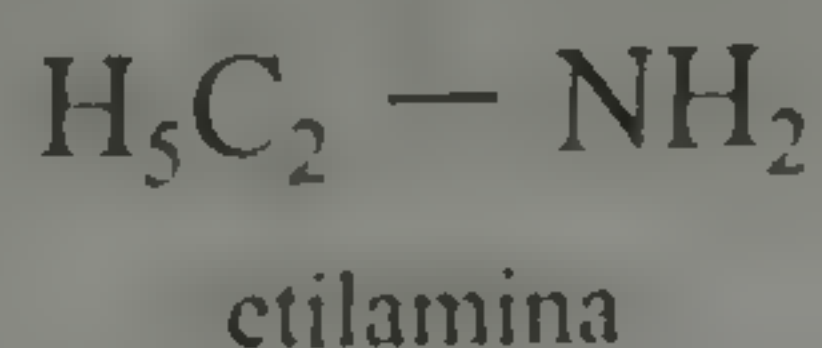
c) ácido etanóico.

Nomenclatura das funções nitrogenadas

Aminas

Pela nomenclatura oficial, são dados os nomes dos radicais que estão substituindo o(s) hidrogênio(s) da amônia (NH_3), em ordem crescente de complexidade, seguidos da palavra *amina*.

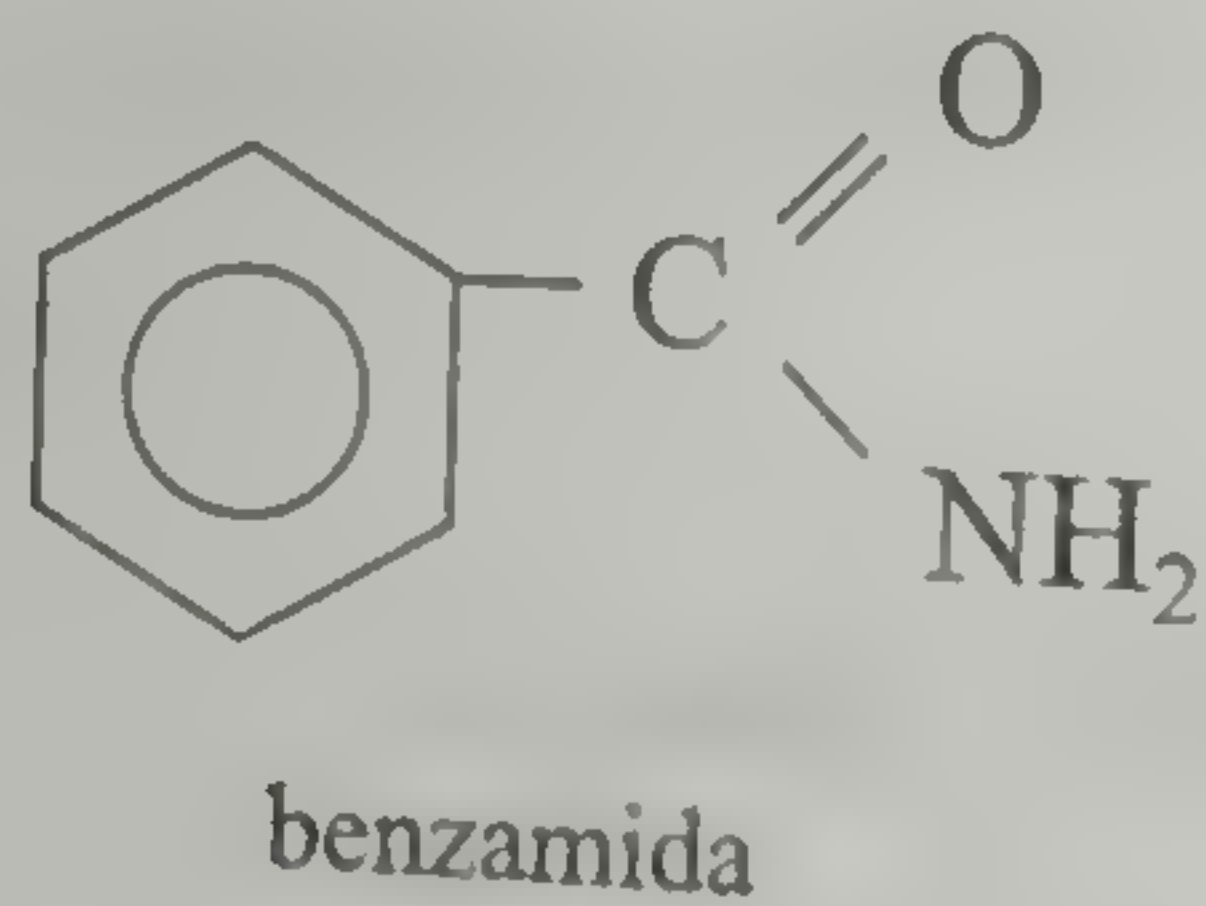
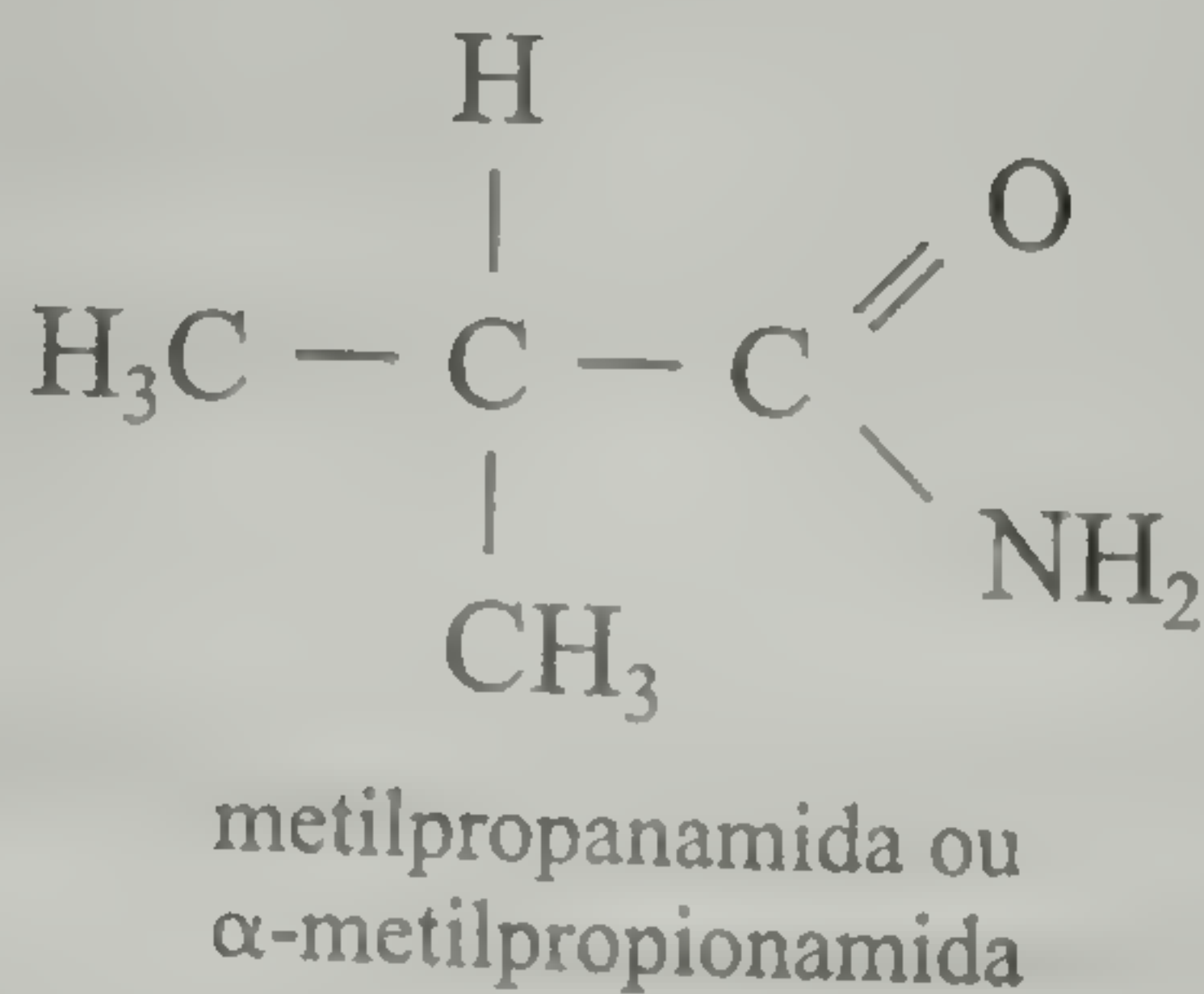
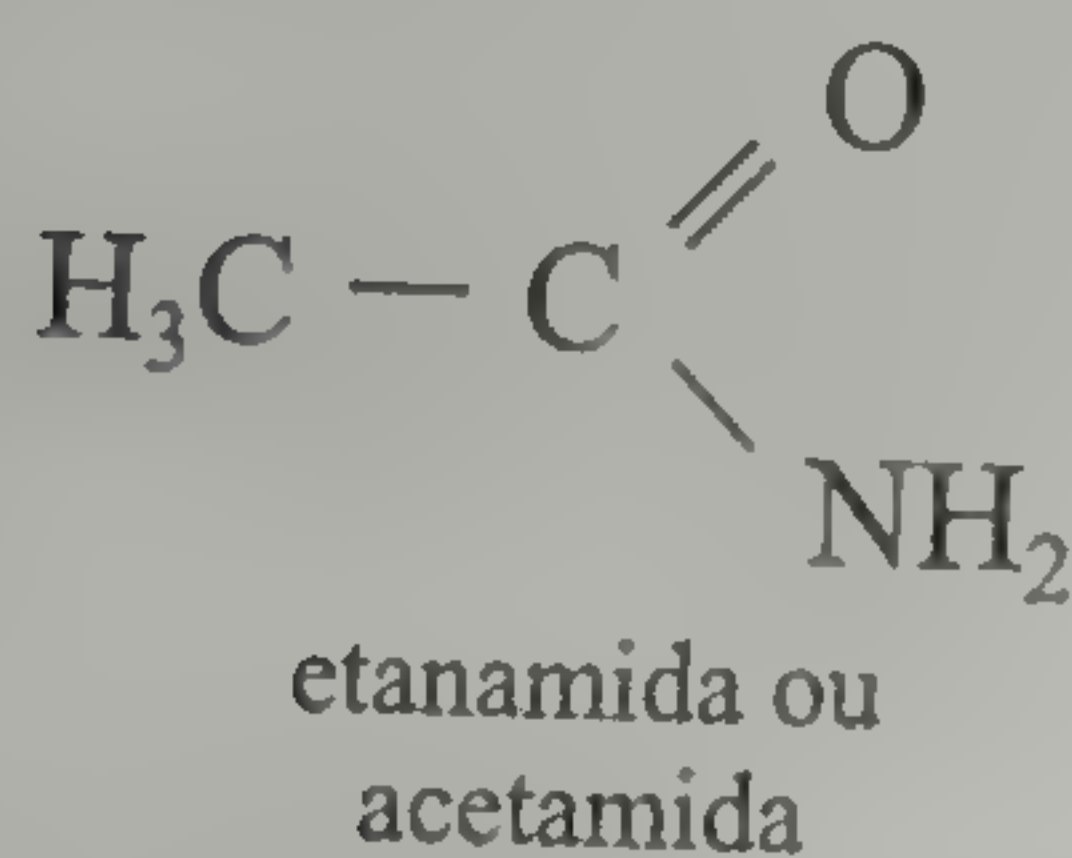
Exemplos:



Amidas

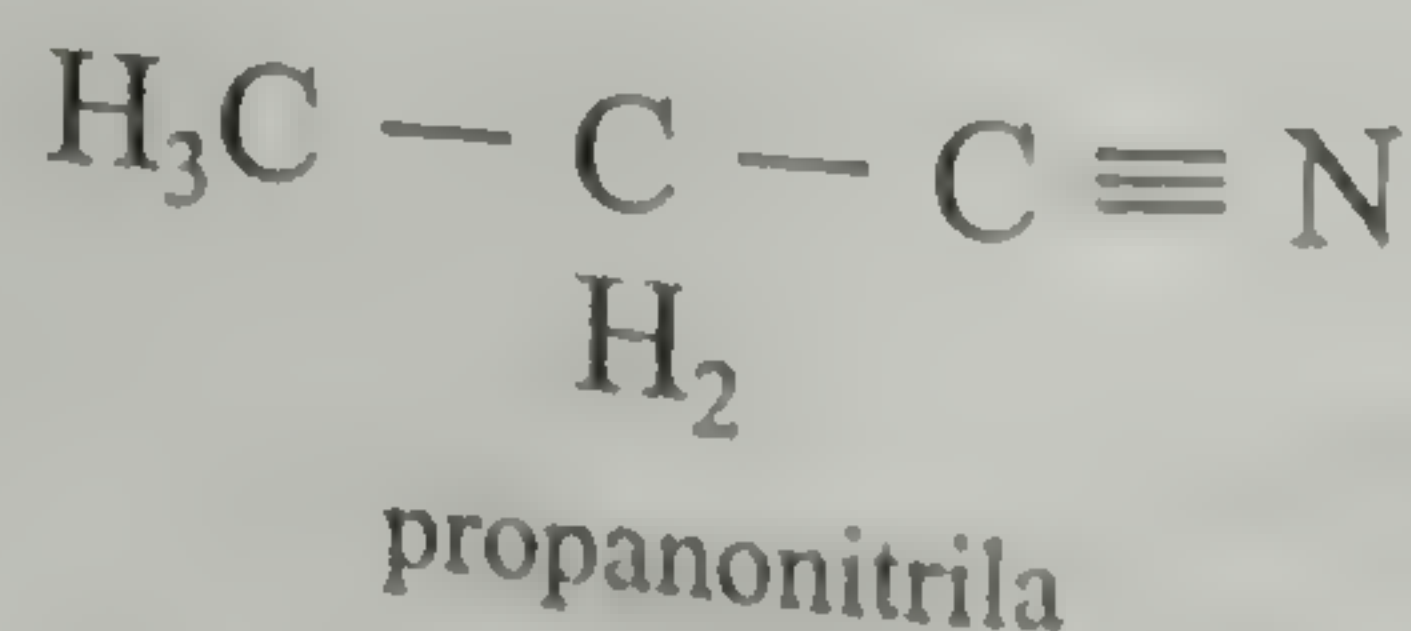
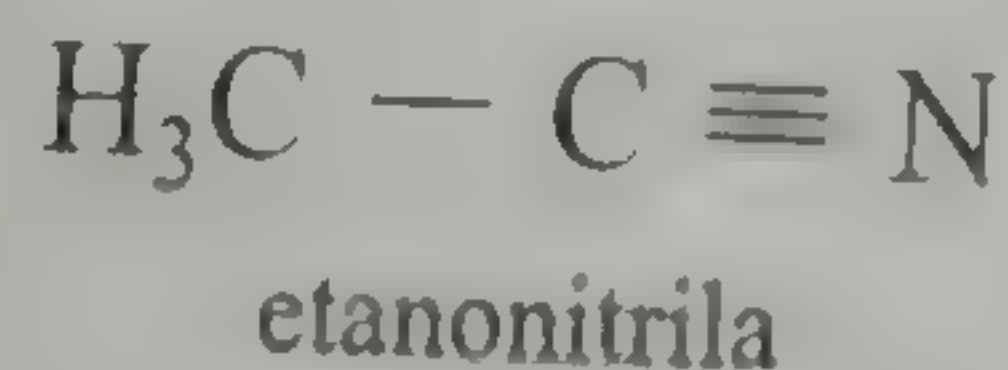
Vamos considerar as amidas como derivadas de ácidos carboxílicos por meio da substituição de $-\text{OH}$ pelo grupo $-\text{NH}_2$. Nos nomes oficiais e usuais, substitui-se a terminação do ácido pela palavra *amida*.

Exemplos:



Nitrilas

Na nomenclatura oficial, consideram-se esses compostos como derivados dos hidrocarbonetos, acrescentando-se a palavra *nitrila*.



Na nomenclatura usual, dá-se o nome do radical ligado ao grupo $-\text{C} \equiv \text{N}$, denominado *cianeto*.

Exemplos:
 $\text{H}_3\text{C} - \text{C} \equiv \text{N}$
cianeto de metila

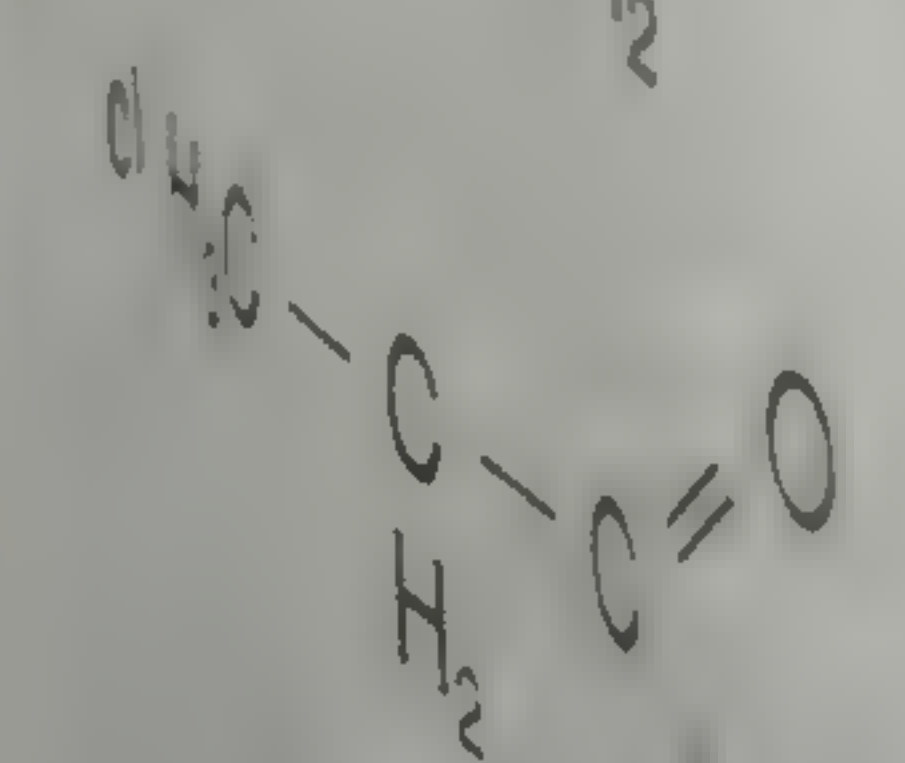
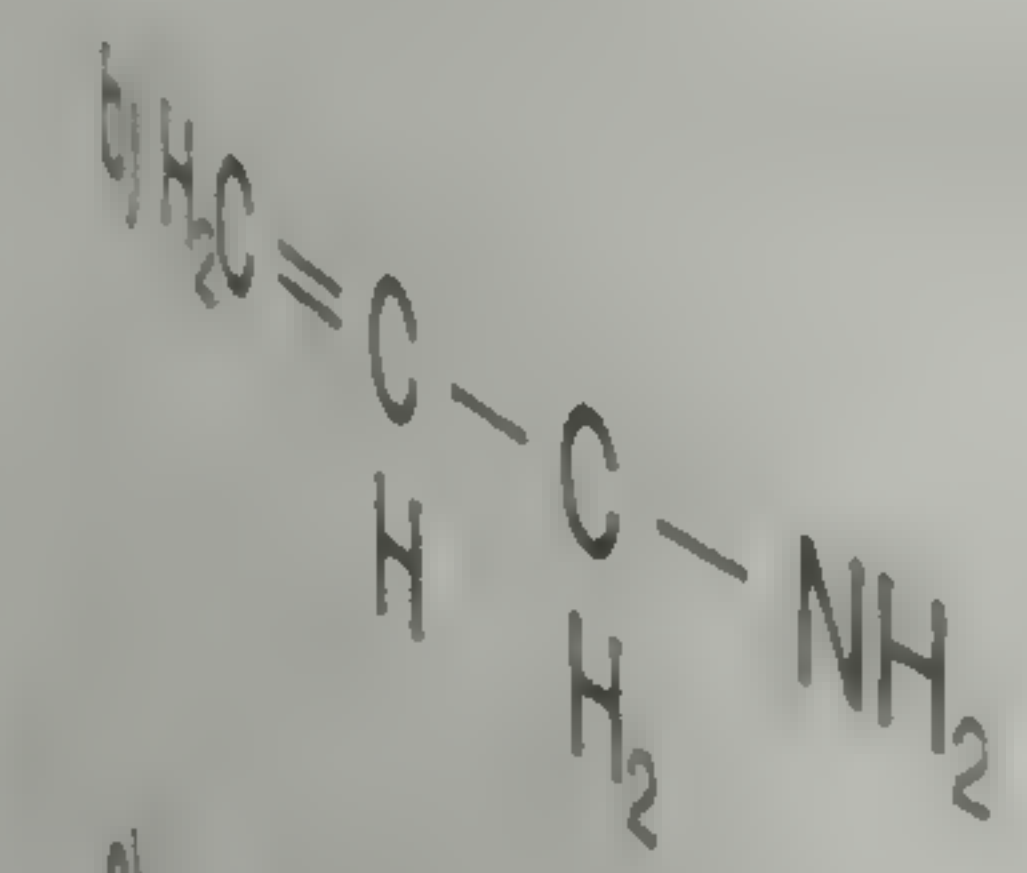
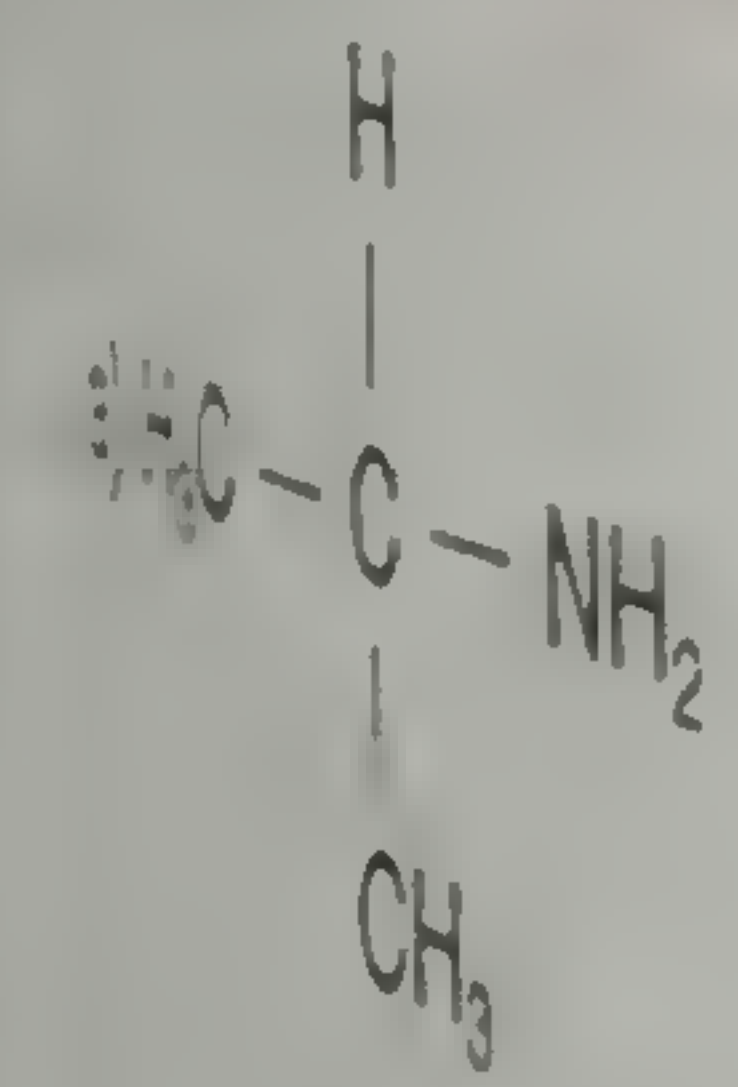
Exemplos:
Os nomes oficiais são obtidos
do radical nitrila.

Exemplos:
 $\text{H}_3\text{C} - \text{C} - \text{NO}_2$
 H_2
nitroetano

$\text{H}_3\text{C} - \text{C} - \text{CH}_2$
 $| \quad |$
 $\text{CH}_3 \quad \text{NO}_2$
1-nitrometilpropano

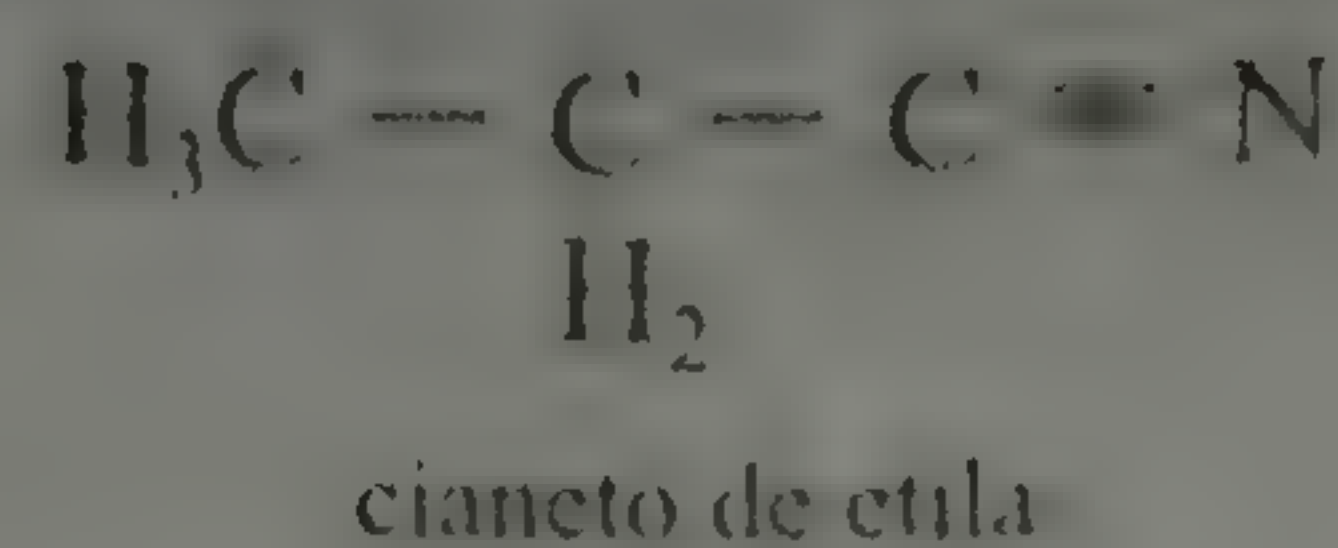
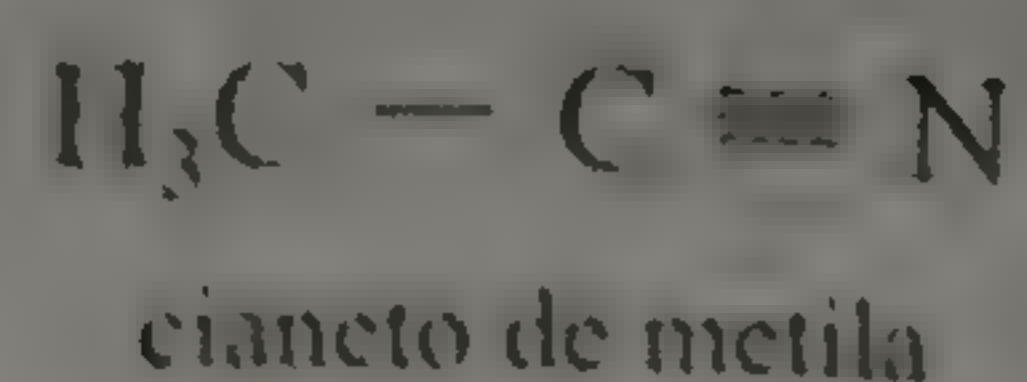
Exemplos:

Os nomes oficiais e, quando



QUÍMICA ORGÂNICA

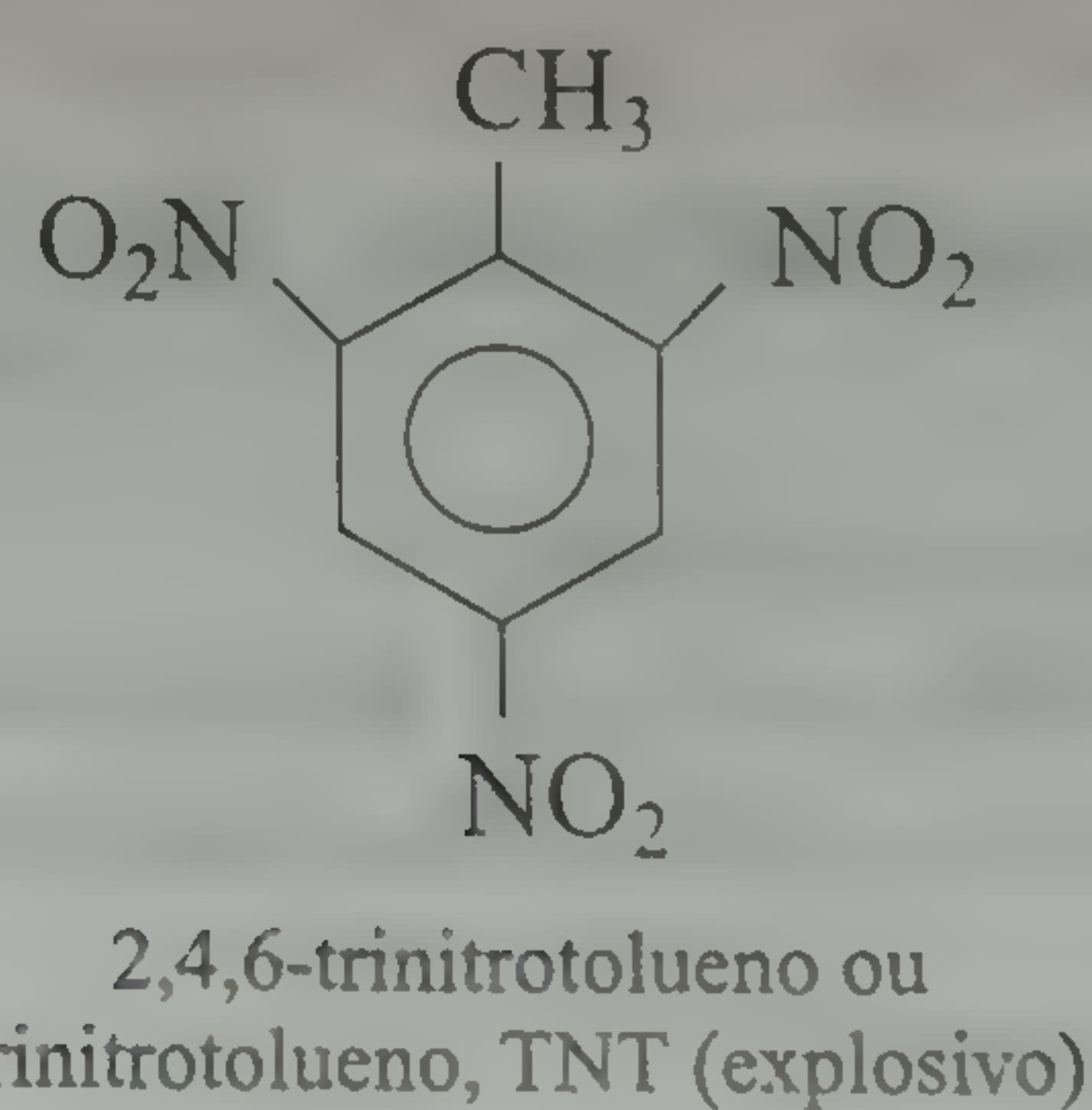
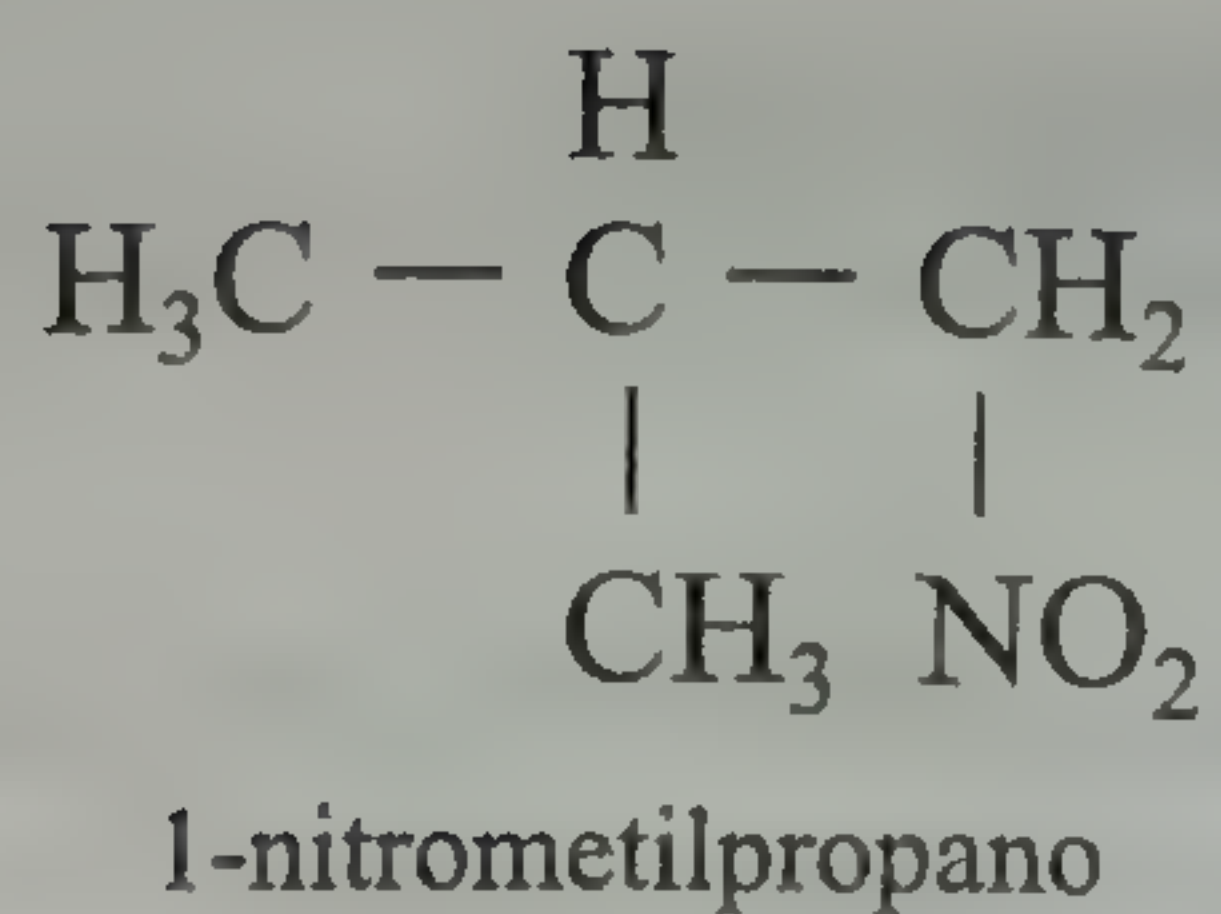
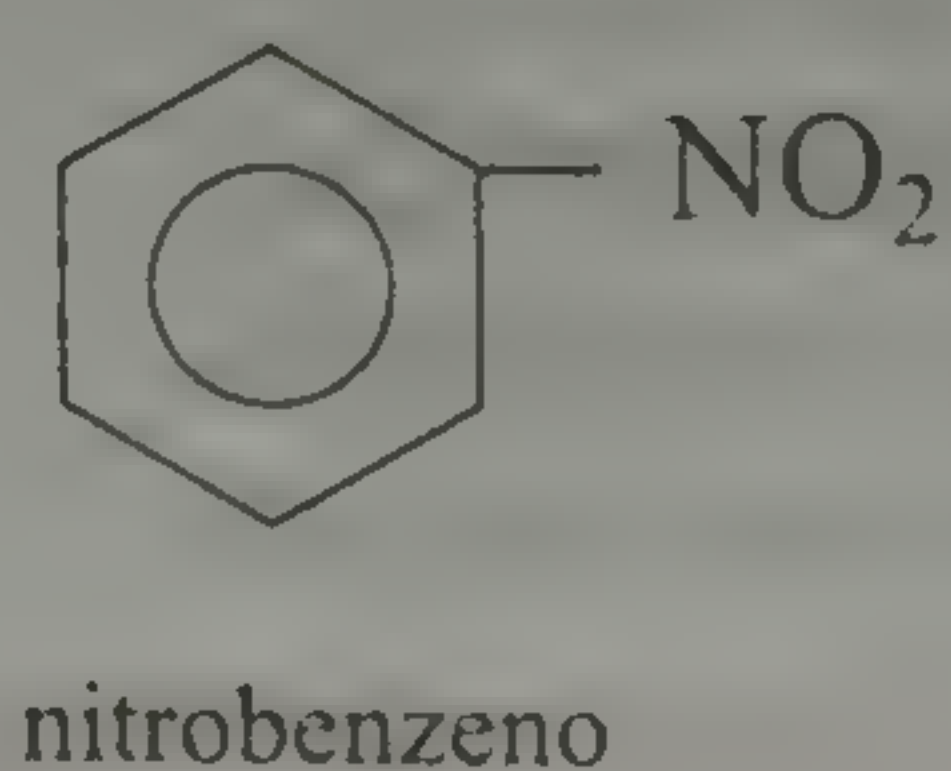
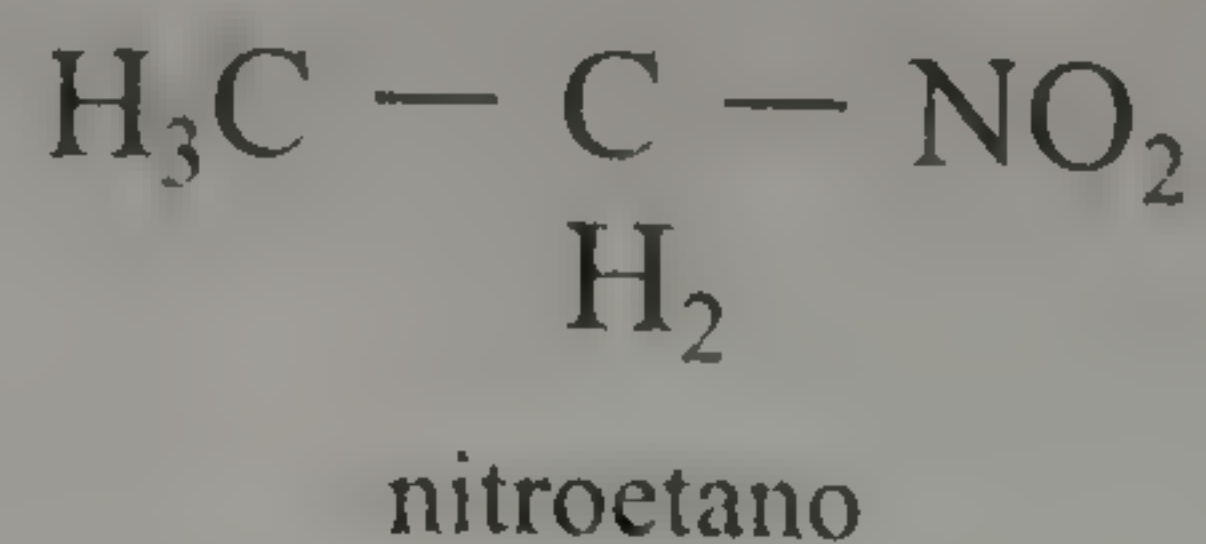
Exemplos:



Nitrocompostos

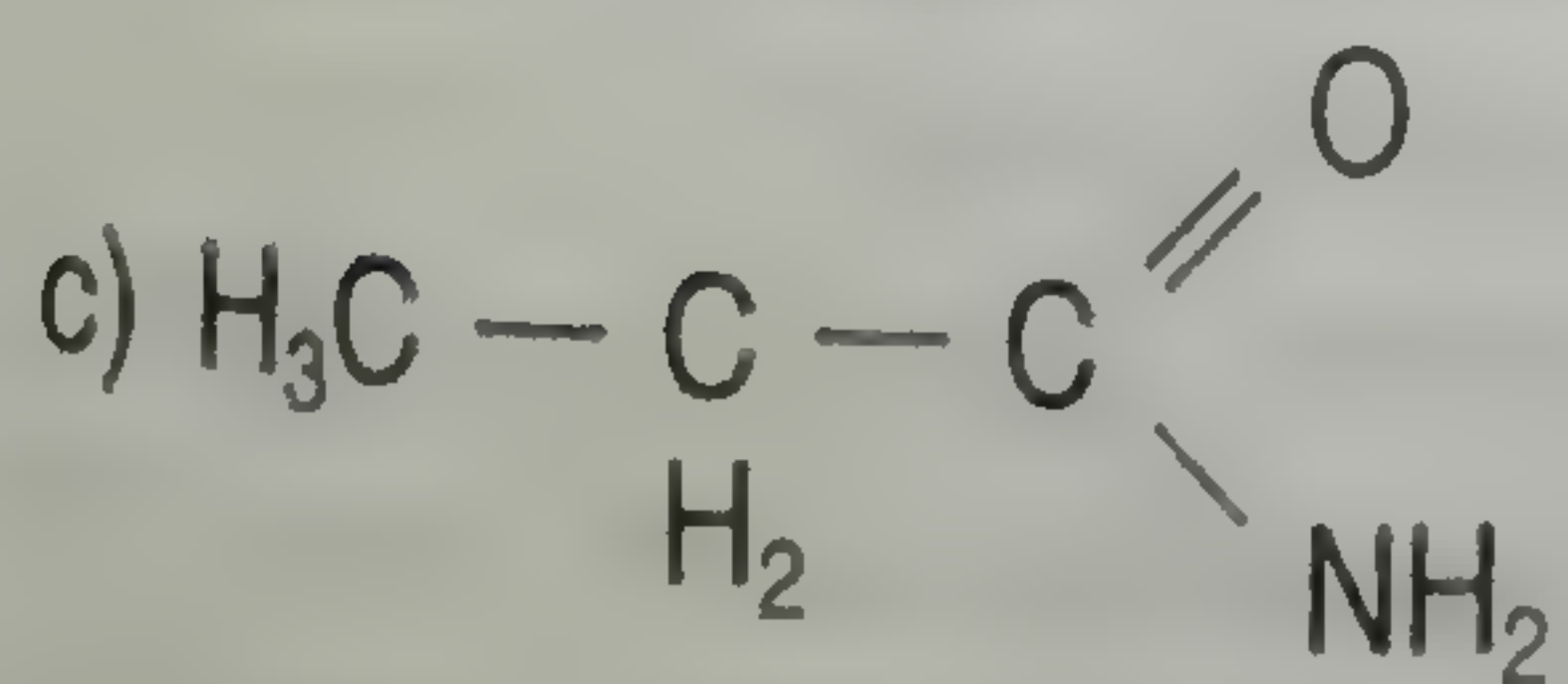
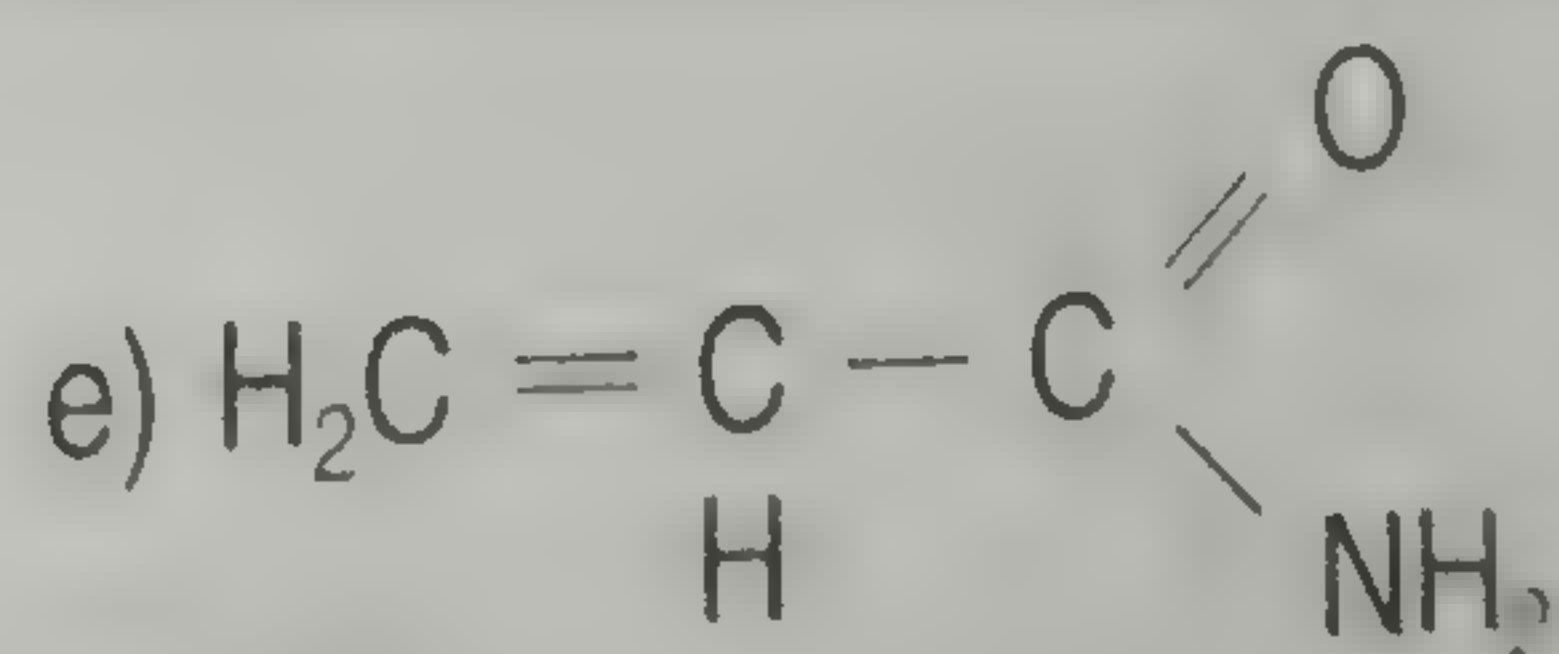
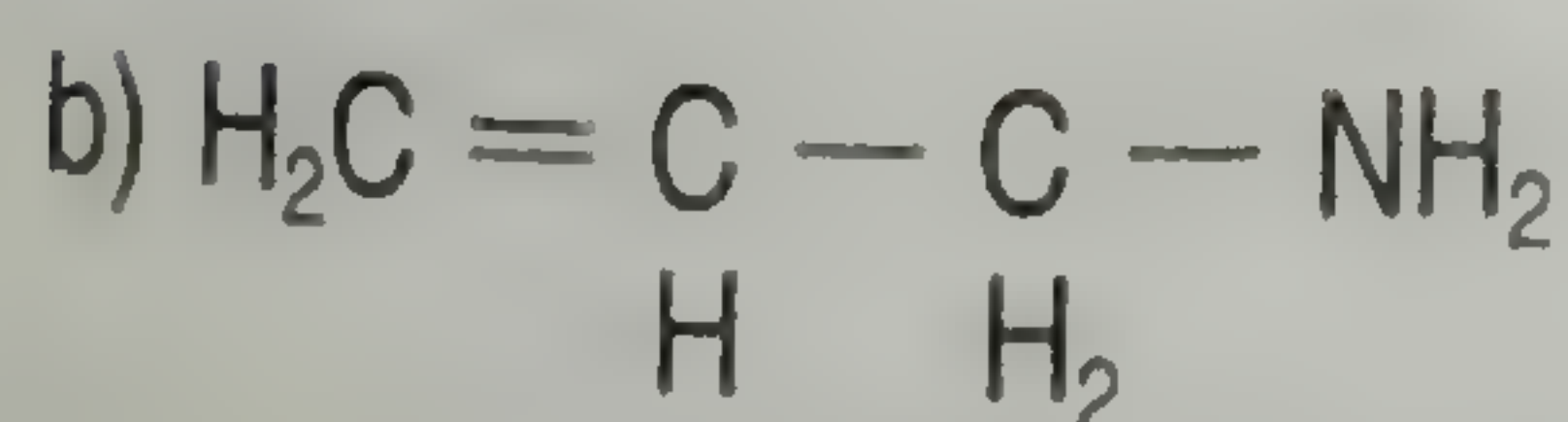
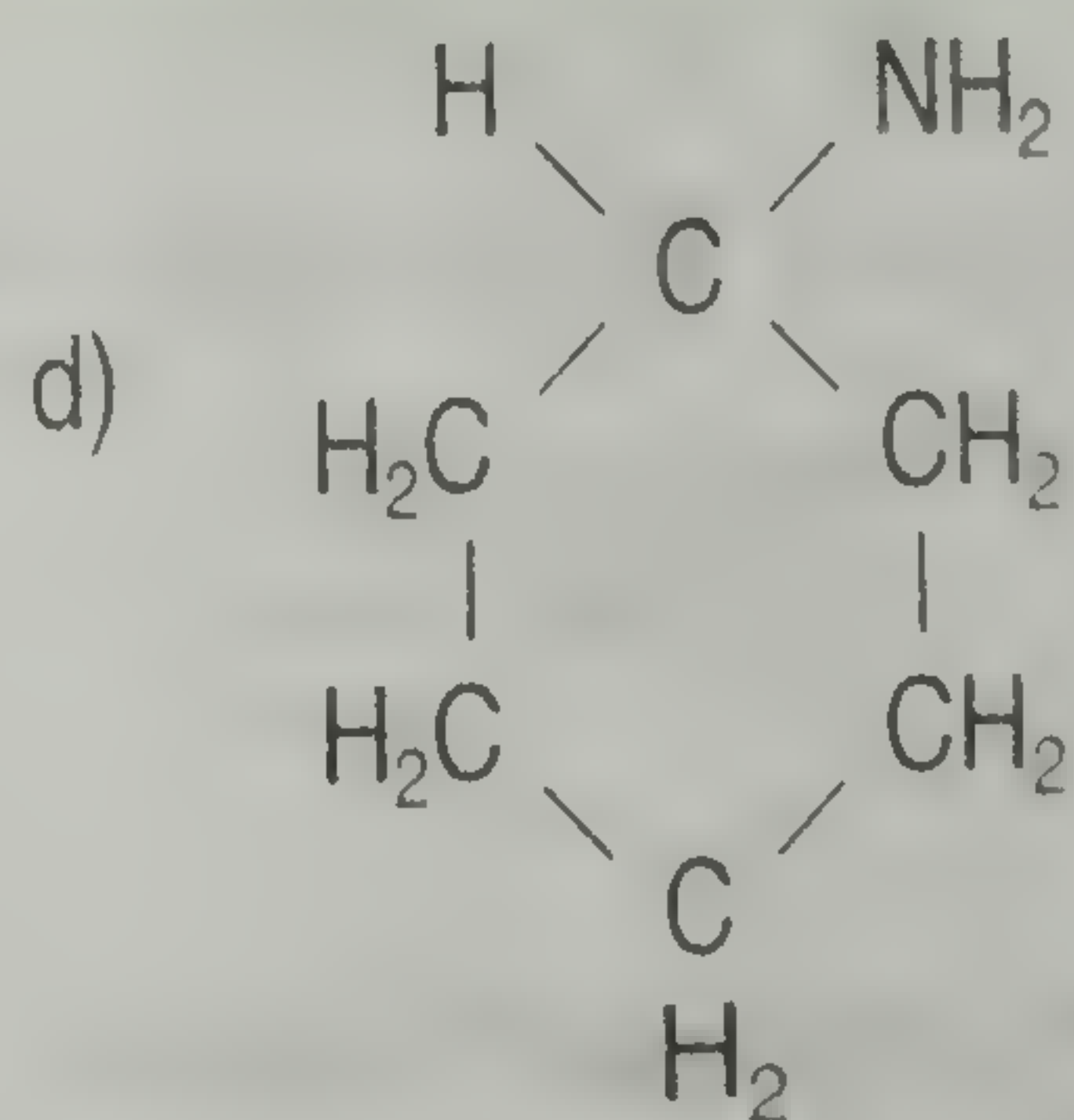
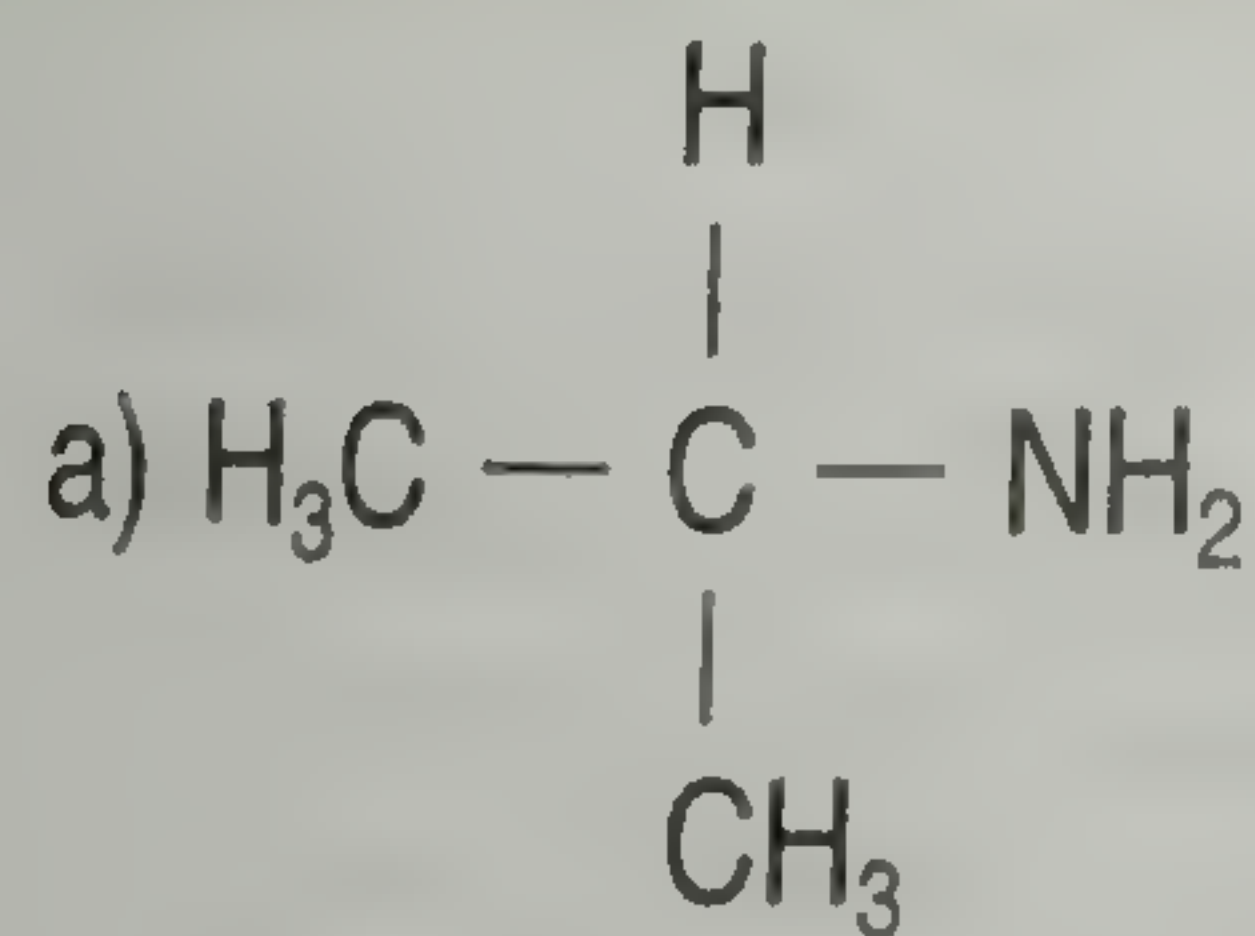
Os nomes oficiais são obtidos dos hidrocarbonetos, considerando o grupo —NO_2 como radical *nitro*.

Exemplos:

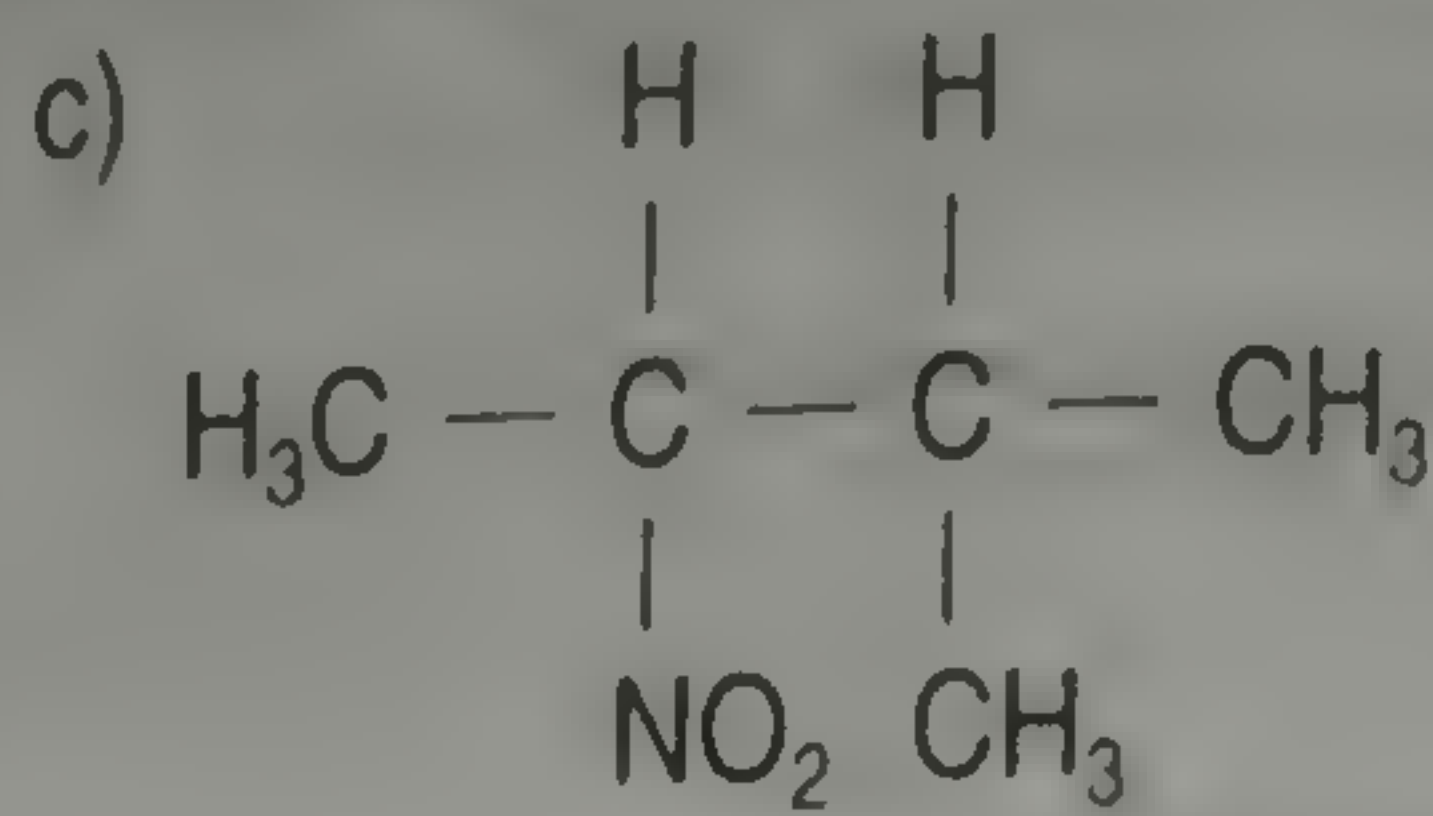
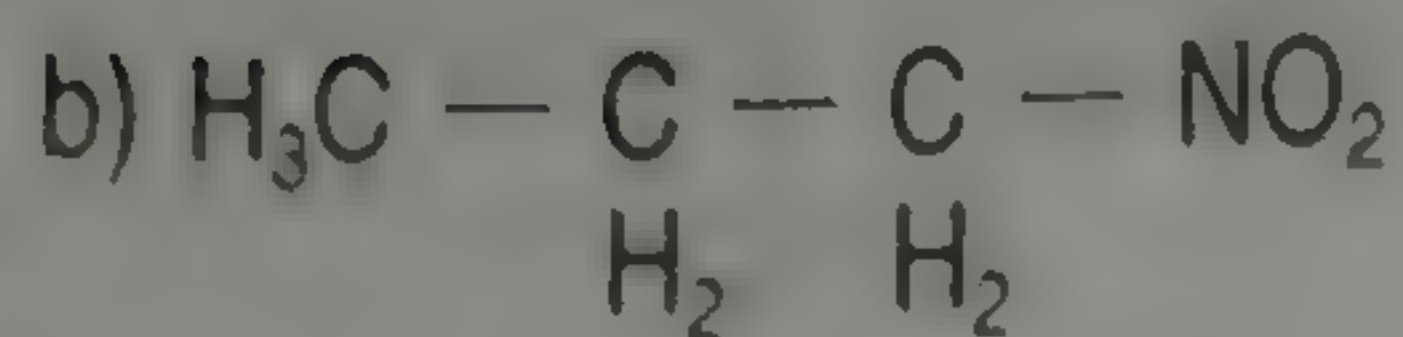
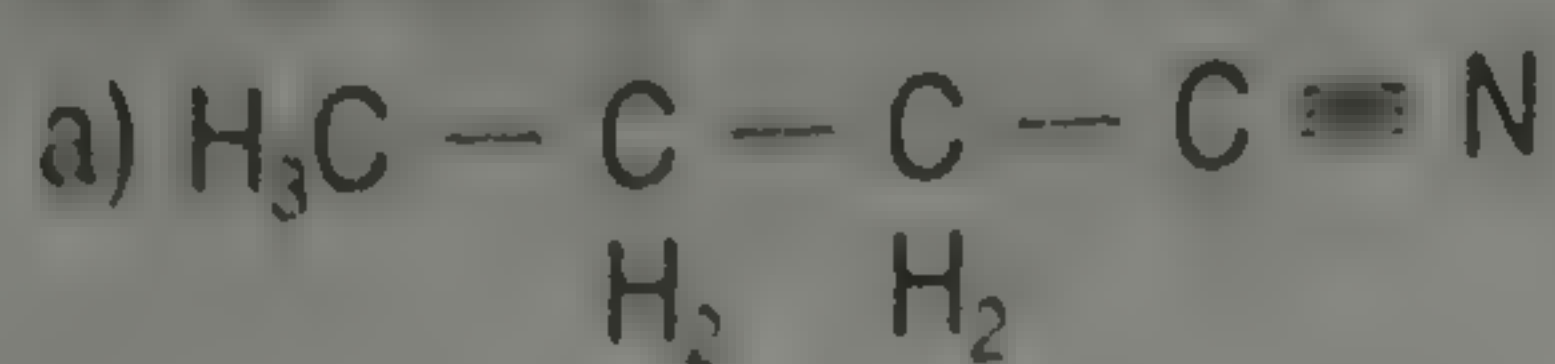


EXERCÍCIOS

40. Dê os nomes oficiais e, quando possível, os nomes usuais dos compostos abaixo.



41. Dê os nomes oficiais e, quando possível, os nomes usuais dos compostos abaixo.



42. Escreva as fórmulas estruturais dos seguintes compostos:

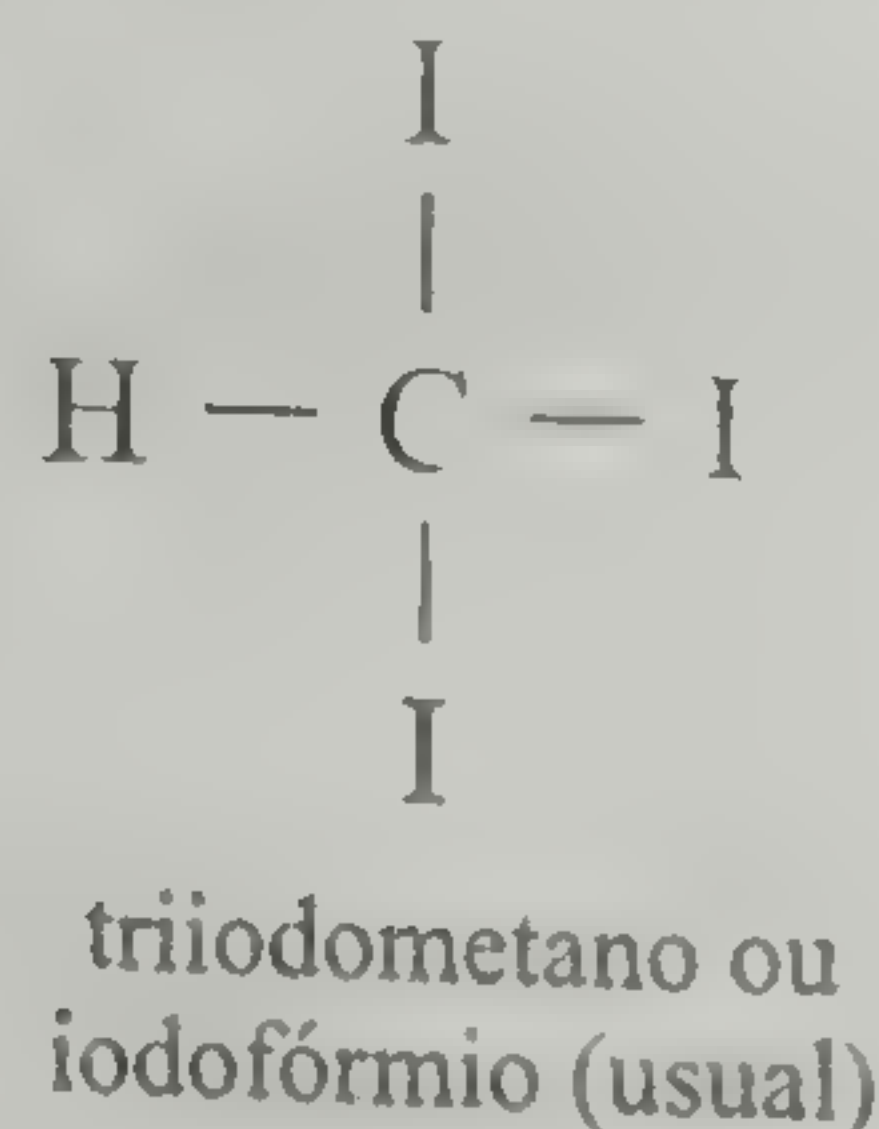
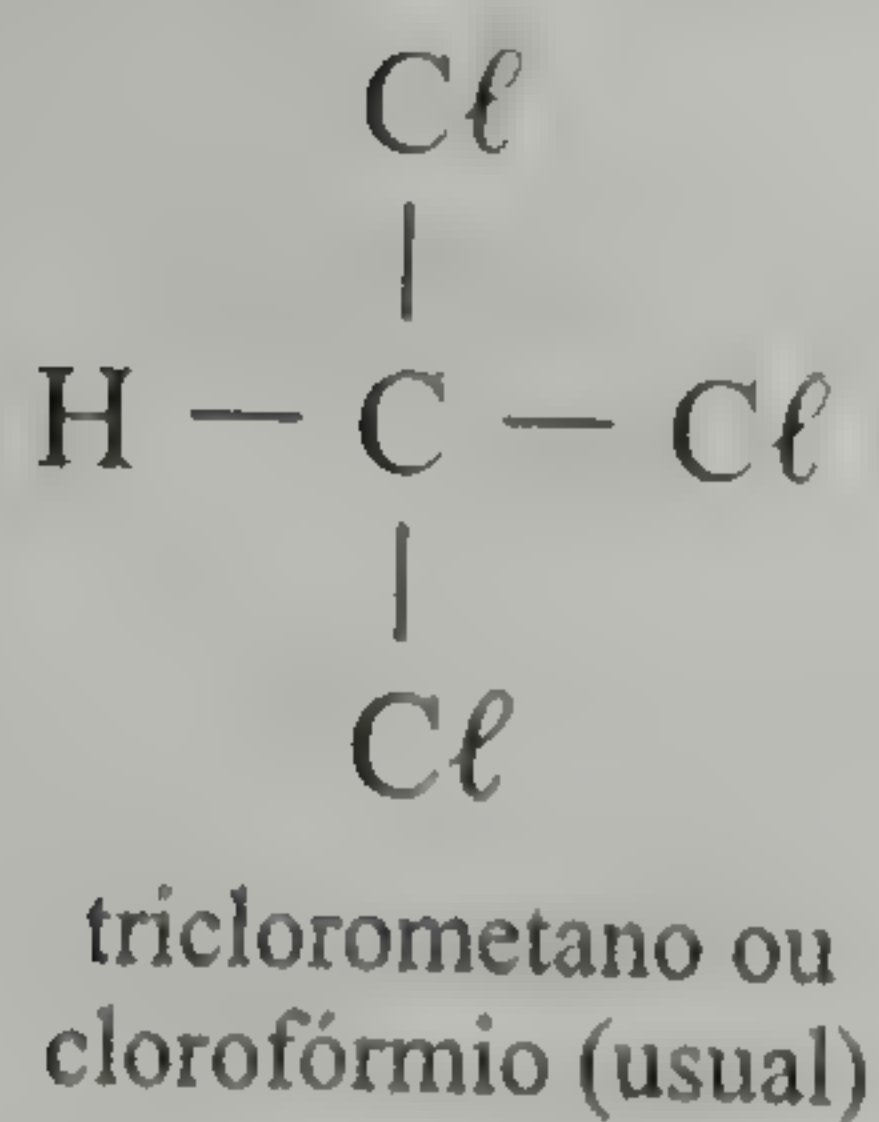
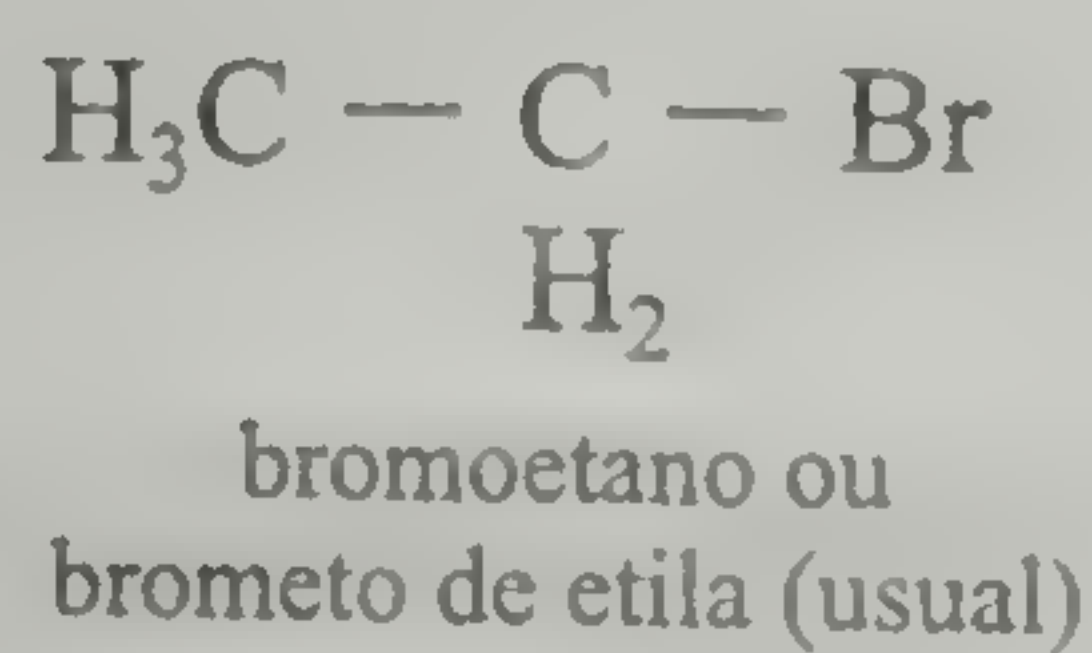
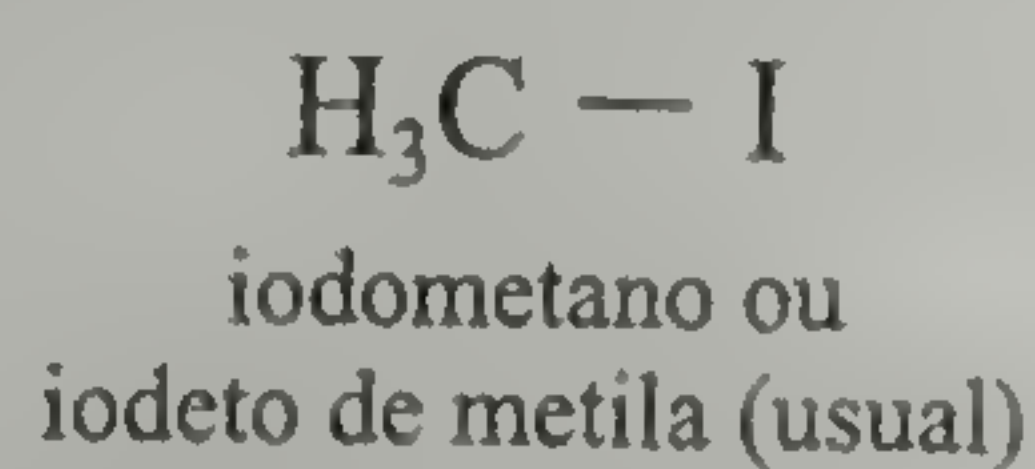
- 2-metilfenilamina;
- N-metilfenilamina;
- 3-metilbutanamida;
- cianeto de isopropila;
- 3-metil-2-nitrobutano.

Nomenclatura de outras funções

Haletos de alquila

Os nomes oficiais desses compostos são obtidos dos hidrocarbonetos, considerando-se o halogênio como um radical; este vai orientar a numeração.

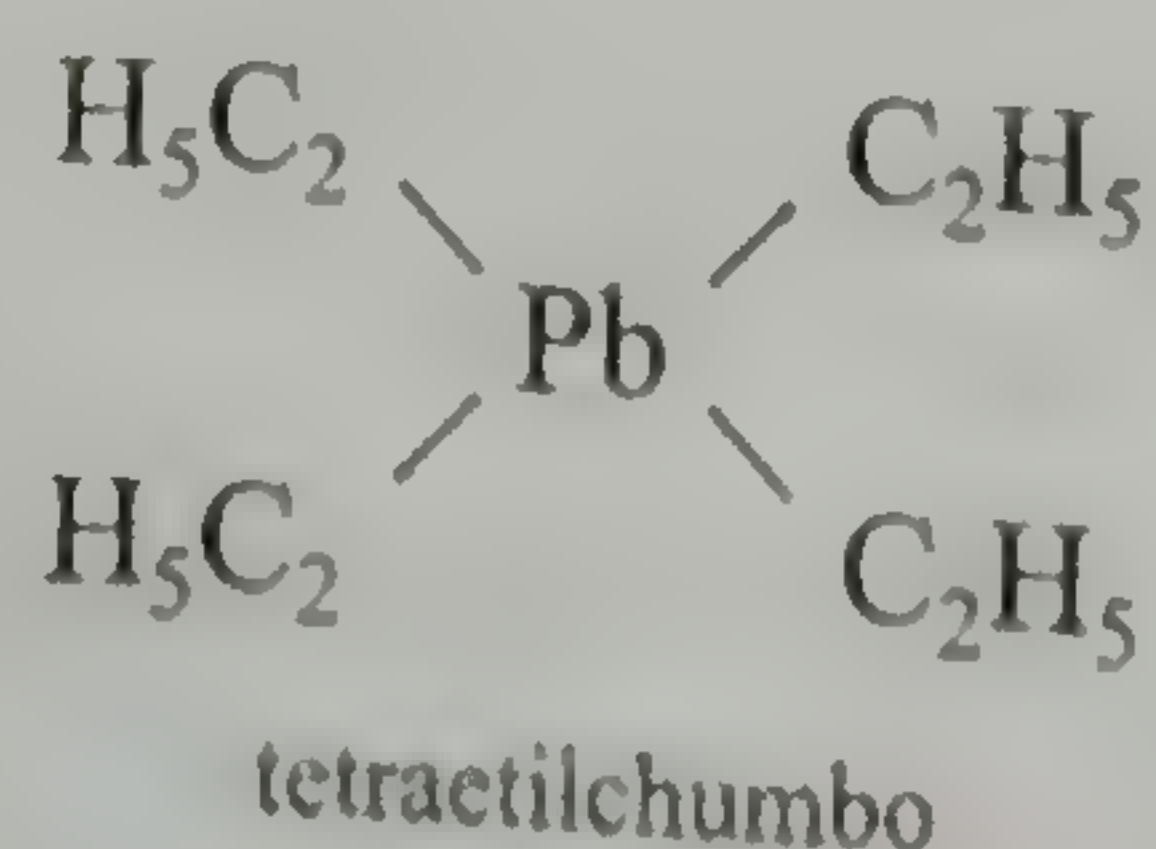
Exemplos:



Compostos organometálicos

Dá-se o nome dos radicais seguido do nome do metal.

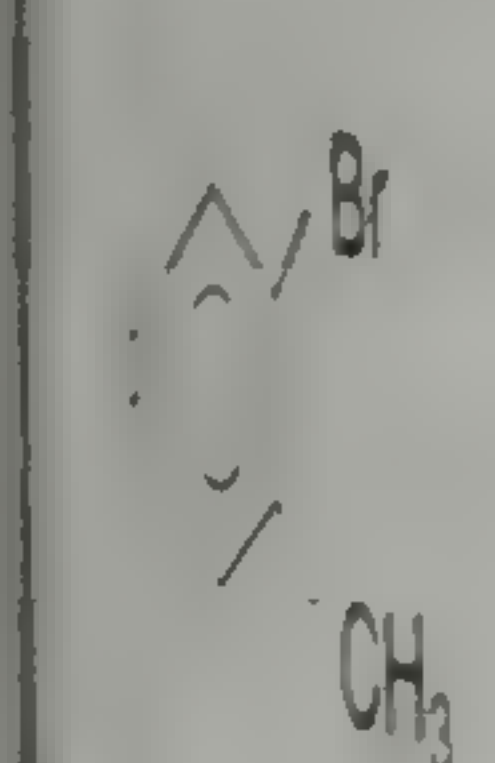
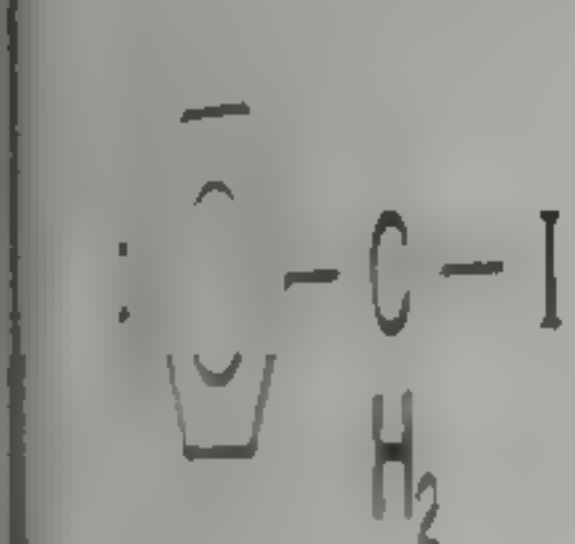
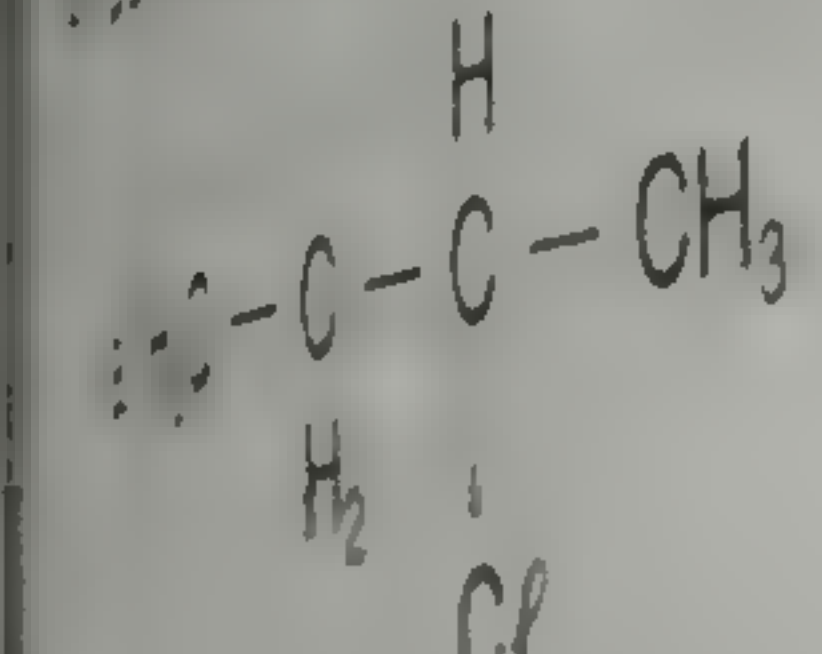
Exemplo:



... compostos de Grignard são con...
... marca-se o nome do radic...
 $\text{H}_3\text{C} - \text{C} - \text{MgBr}$
... de etilmagnésio

EXERCÍCIOS

... nome dos compostos cujas fórmula...



- Escreva as fórmulas estruturais e mole...
- iodometano (clorofórmio);
- triclorociclo-hexano (BHC);
- 2,3,4-trimetilpentano;
- terc-butoxido de terc-butilmagnésio.

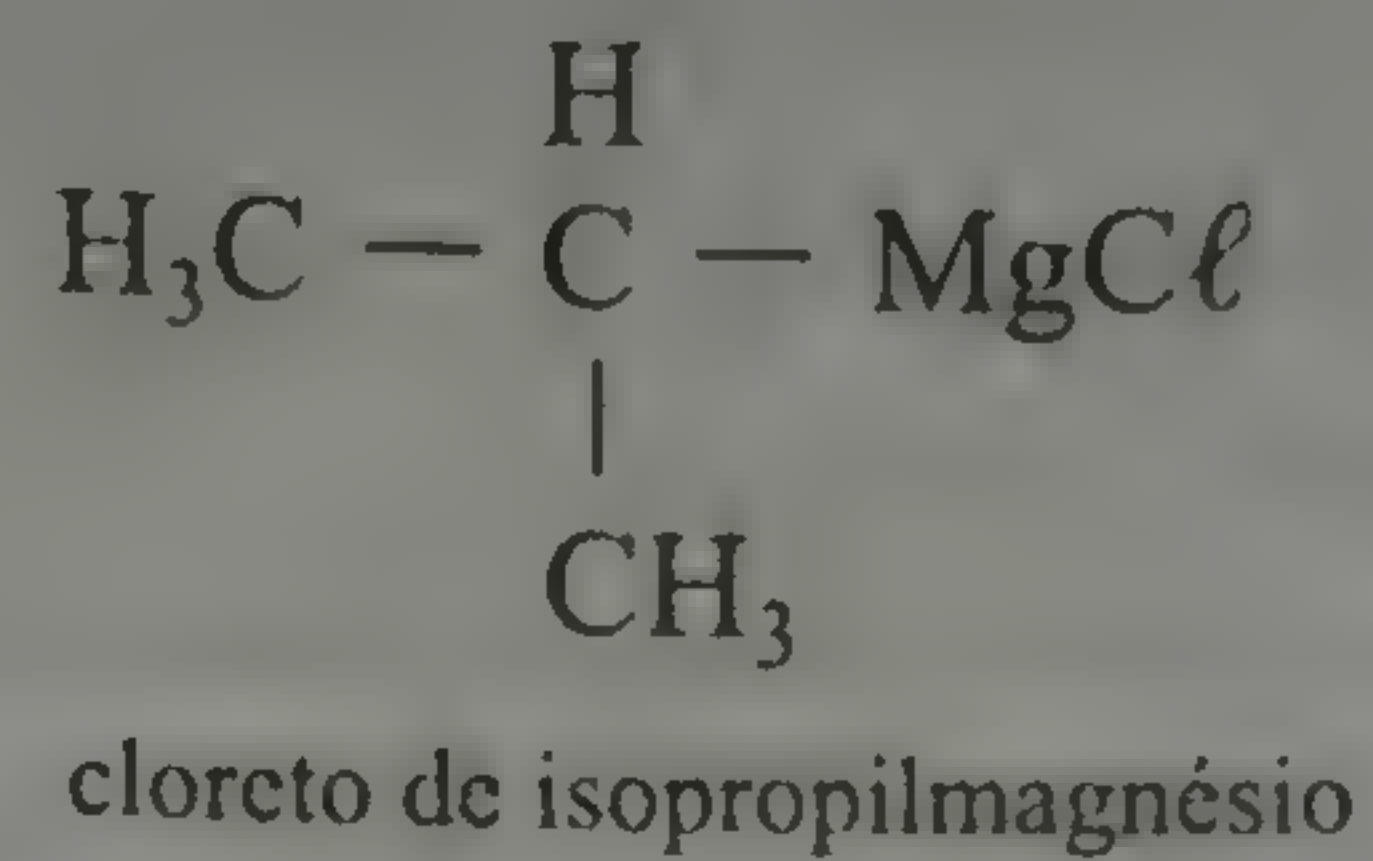
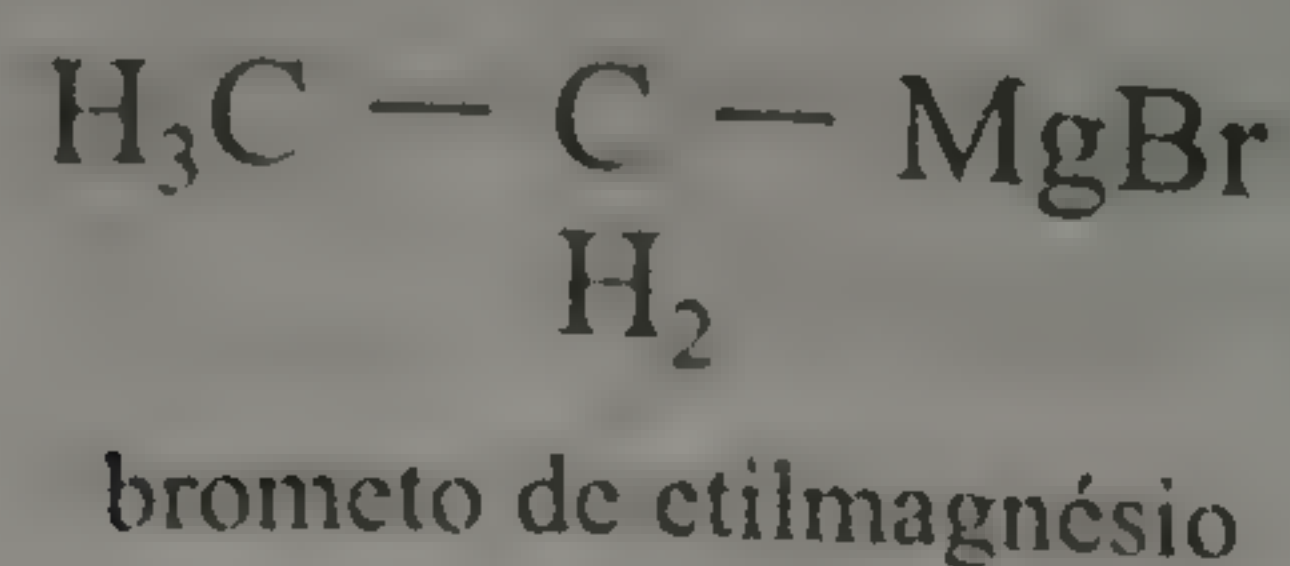
... Os radicais orgânicos CH...

- isopropil, isobutil, sec-butil e terc-b...
- isopropil, sec-butil, terc-butil e isobu...
- isobutil, isopropil, terc-butil e isobu...
- isopropil, sec-butil, isobutil e terc...
- isopropil, terc-butil, isobutil e ter...

QUÍMICA ORGÂNICA

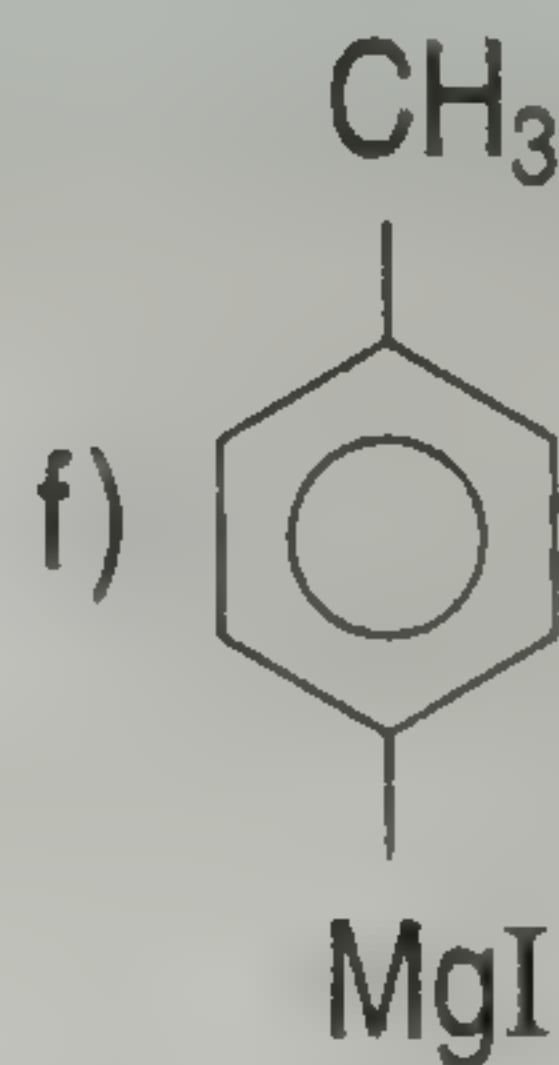
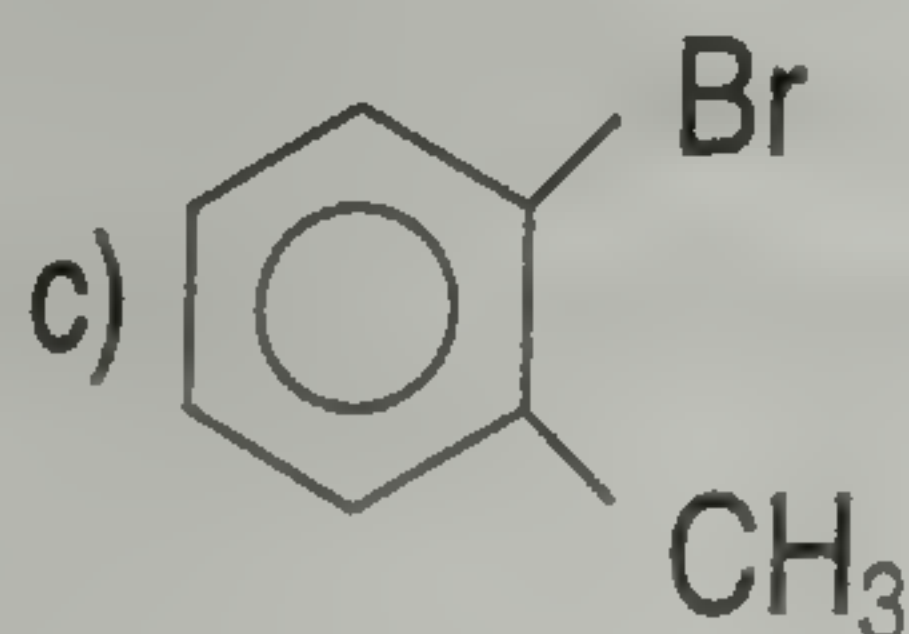
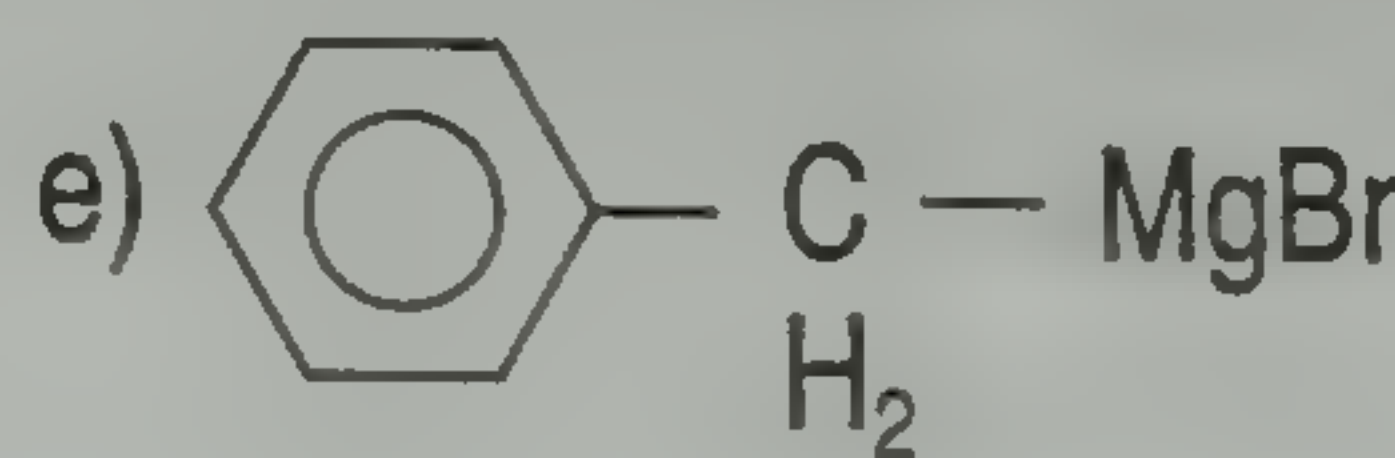
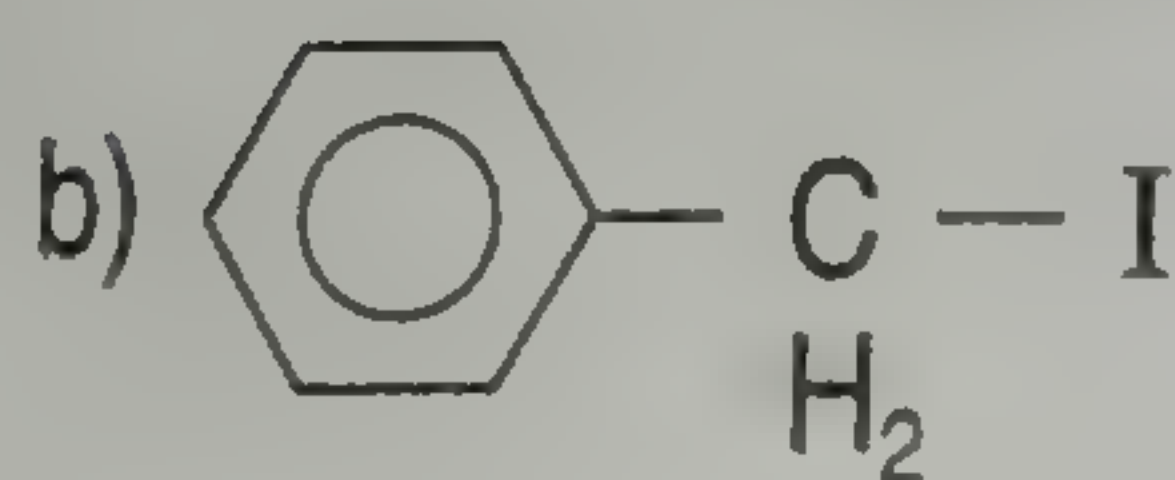
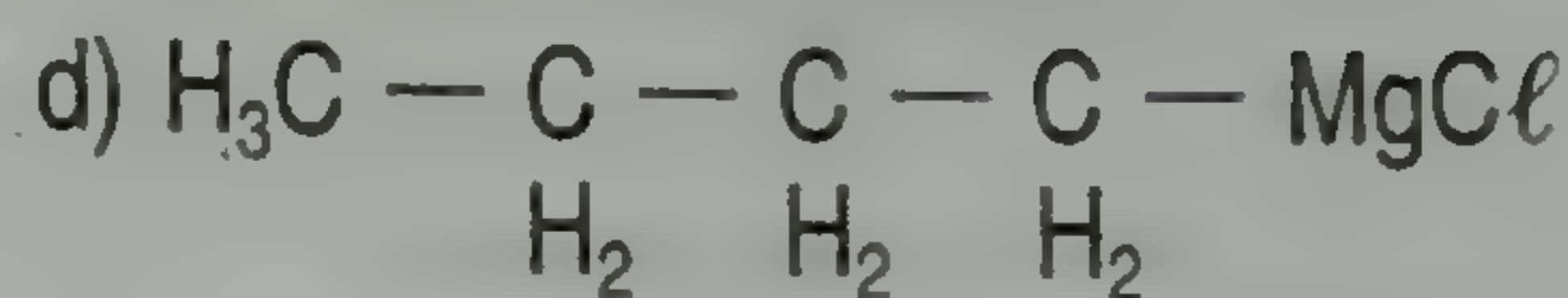
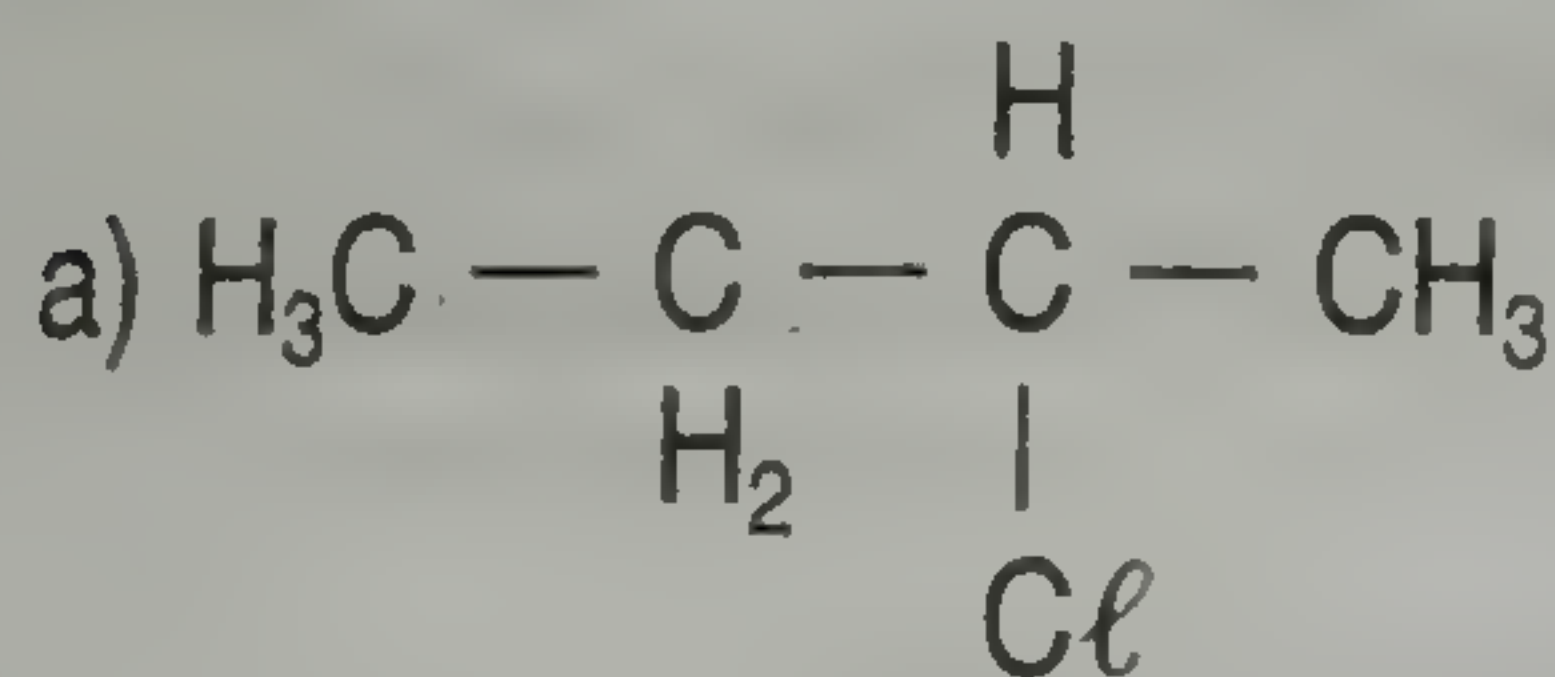
Os compostos de Grignard são considerados como sais de magnésio; em sua nomenclatura, intercala-se o nome do radical do hidrocarboneto.

Exemplos:



EXERCÍCIOS

43. Dê o nome dos compostos cujas fórmulas estruturais são:



389

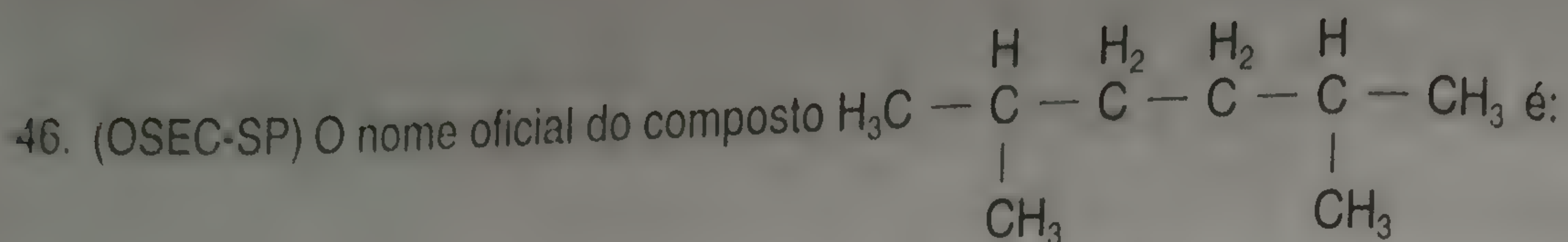
44. Escreva as fórmulas estruturais e moleculares dos seguintes compostos:

- triclorometano (clorofórmio);
- hexaclorociclo-hexano (BHC);
- 2-cloro-3-metilpentano;
- brometo de terc-butilmagnésio.

45. (ESAL-MG) Os radicais orgânicos CH_3CHCH_3 , $\text{CH}_3\text{CHCH}_2\text{CH}_3$, $\text{CH}_3\text{C}(\text{CH}_3)\text{CH}_3$ e

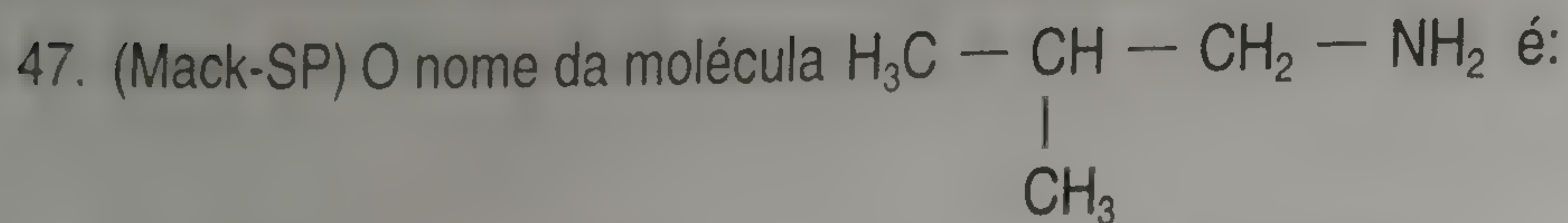
$\text{CH}_3\text{CH}(\text{CH}_3)\text{CH}_2$ são, respectivamente:

- isopropil, isobutil, sec-butil e terc-butil.
- isopropil, sec-butil, terc-butil e isobutil.
- isobutil, isopropil, terc-butil e isobutil.
- isopropil, sec-butil, isobutil e terc-butil.
- isopropil, terc-butil, isobutil e sec-butil.



- a) n-octano.
b) 2,4-dimetil-hexano.
c) 2,5-dimetil-hexano.

- d) 3-etil-hexano.
e) 2-metil-heptano.



- a) metil-3-aminopropano.
b) metil-n-propilamina.
c) isobutilamina.

- d) t-butilamina.
e) s-butilamina.

48. (Unesp-SP) Escreva:

- a) as fórmulas estruturais da amina terciária e do éster com o menor número possível de átomos de carbono;
b) os nomes dos compostos, utilizando a nomenclatura oficial.

49. (Vunesp-SP) Considere os radicais etila e fenila.

- a) Escreva as fórmulas estruturais de compostos pertencentes às funções:

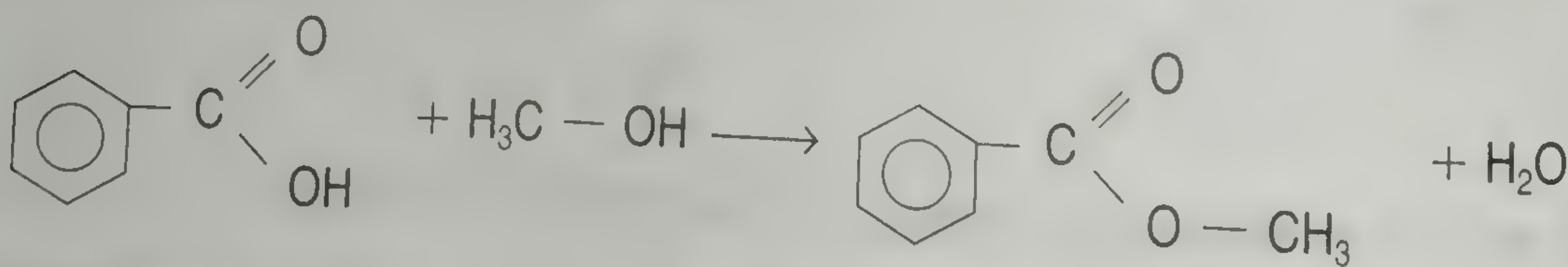
I – amina,

II – éter e

III – cetona, que contenham os dois radicais em cada composto.

- b) Escreva os nomes dos compostos.

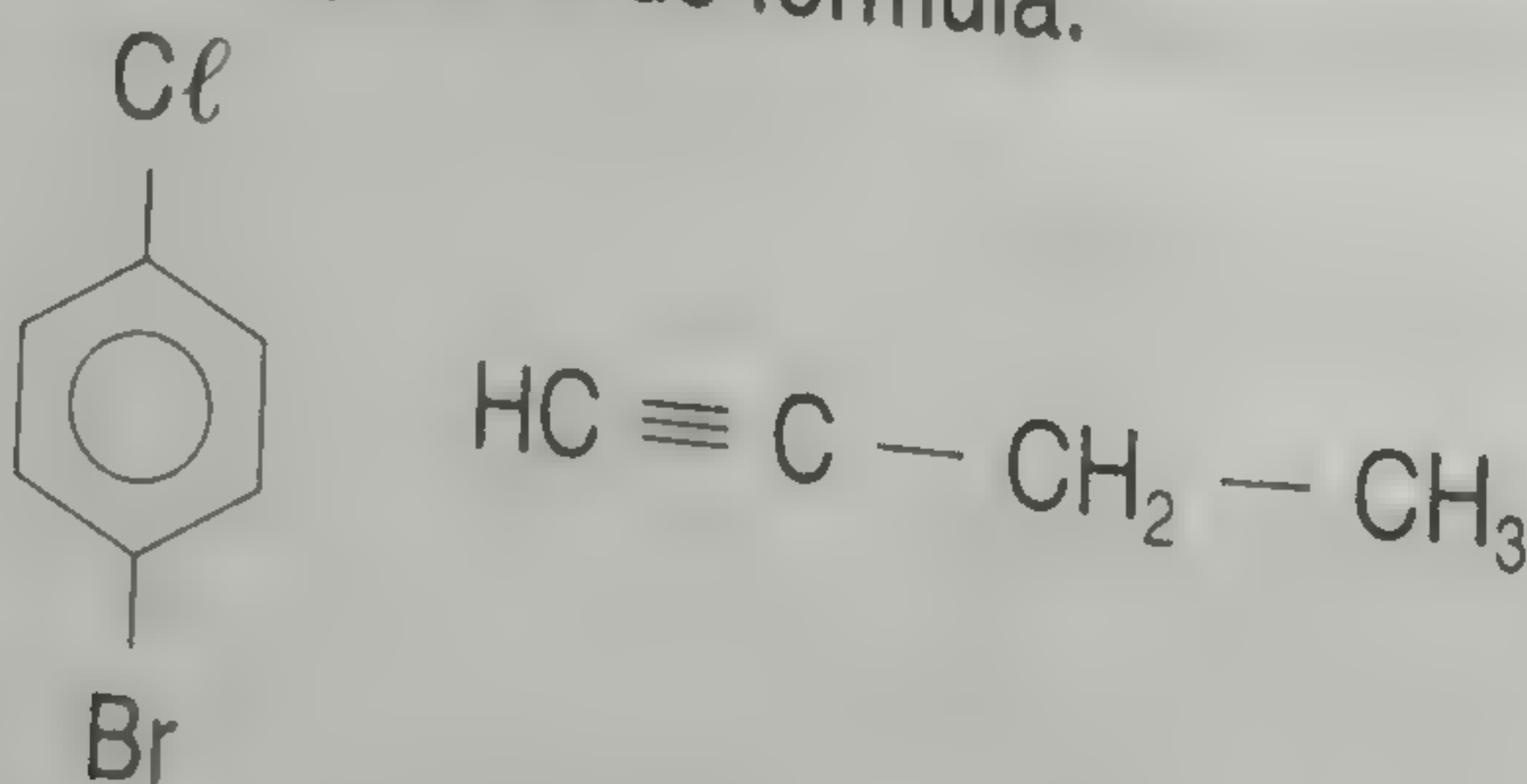
50. (ESPM-SP) O aromatizante benzoato de metila pode ser obtido pela reação do ácido benzóico com metanol, conforme a reação:



Determine a quantidade, em gramas, de ácido benzóico necessária para se produzir 13,6 g de benzoato de metila, supondo que a reação seja completa.

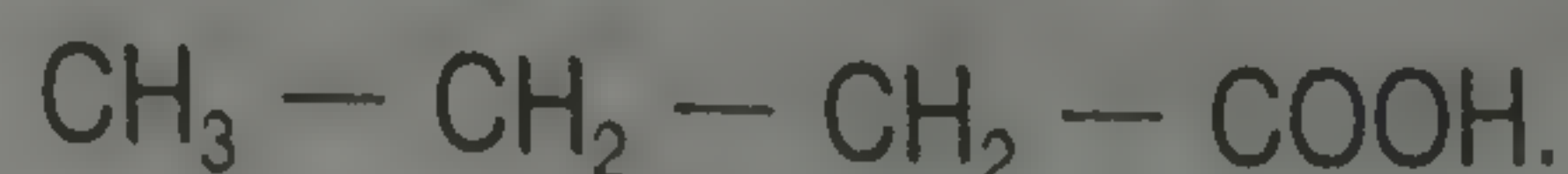
Dados: massas atômicas: C = 12; O = 16; H = 1

51. (Unesp-SP) Considere os compostos de fórmula:



- a) Classifique cada um deles como saturado ou insaturado, alifático ou aromático.
b) Escreva os nomes desses compostos, utilizando a nomenclatura oficial.

52. (PUCCAMP-SP) Na manteiga rançosa encontra-se a substância:



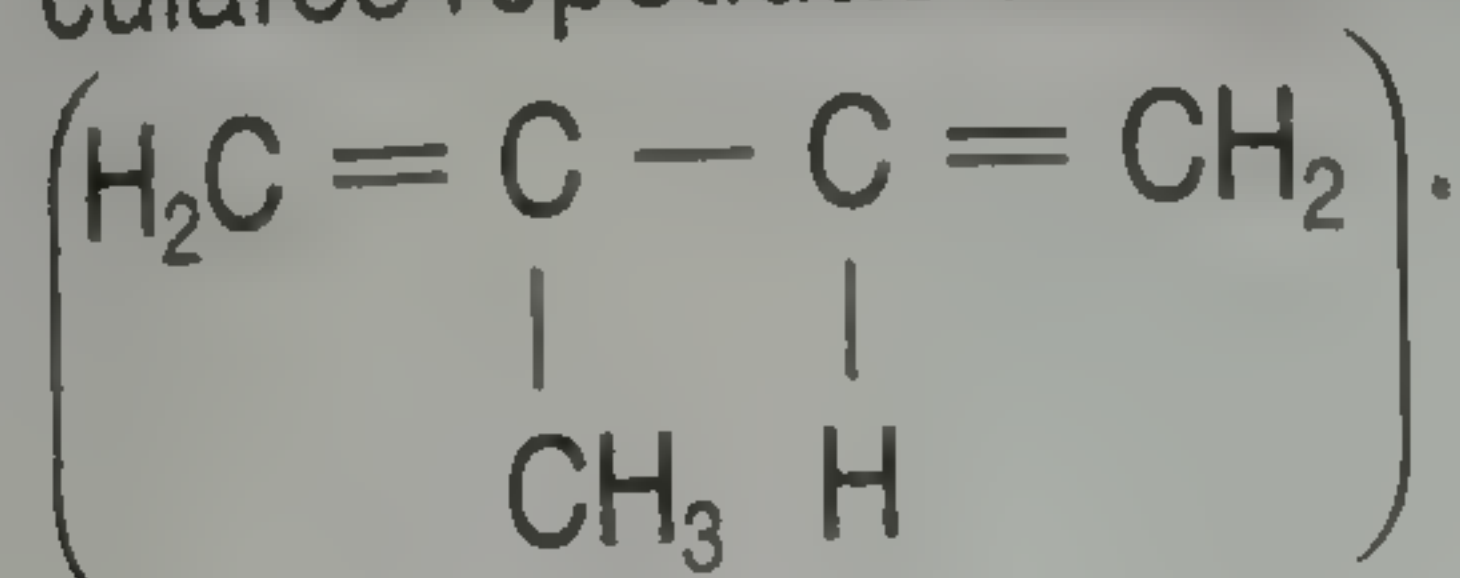
O nome dessa substância é:

- a) butanol.
- b) butanona.
- c) ácido butanóico.
- d) butanoato de metila.
- e) butanal.

53. (ESAL-MG) Substituindo-se um H do benzeno e do ciclo-hexano por um OH, temos 2 compostos que pertencem respectivamente às funções:

- a) fenol-álcool.
- b) enol-álcool.
- c) álcool-fenol.
- d) álcool-álcool.
- e) fenol-fenol.

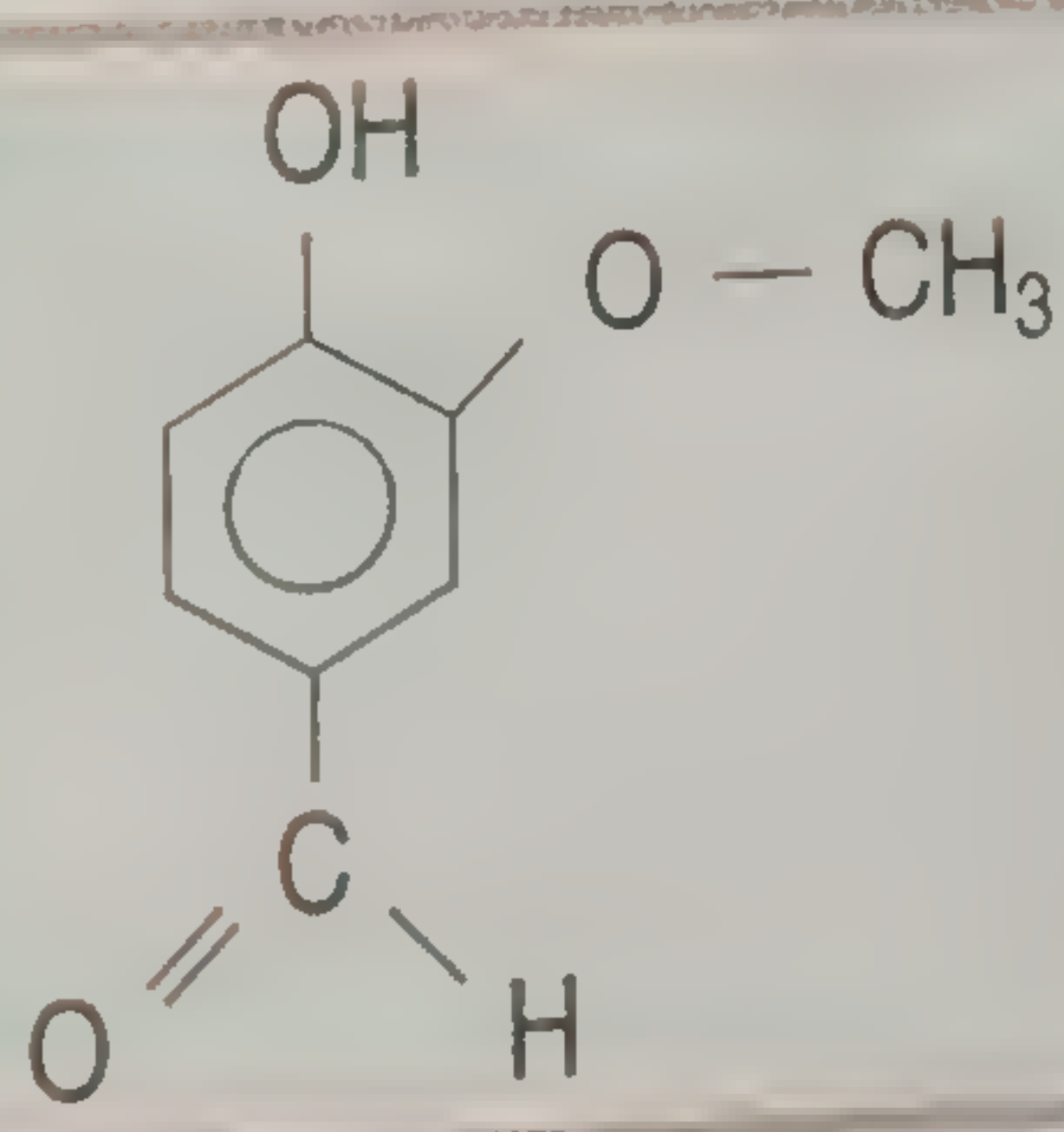
54. (ESAM-RN) Polímeros são materiais formados por um grande número de unidades moleculares repetidas denominadas monômeros. O monômero da borracha natural é o isopreno



O nome oficial do isopreno é:

- a) 1,3-butadieno.
- b) 2-metilbutadieno 1,3.
- c) 3-metilbutadieno 1,3.
- d) metilbutadieno 2,4.
- e) vinilbutadieno.

55. (U. F. Vale do Sapucaí-MG) Muitas substâncias orgânicas são usadas como agentes aromatizantes. Completando o quadro abaixo corretamente, aparecerá na ordem I, II, III e IV respectivamente:

NOME	FÓRMULA	AROMA
acetato de pentila	I	banana
II	$\text{CH}_3\text{COOC}_8\text{H}_{17}$	laranja
III		baunilha
Formiato de etila	IV	rum

- a) $\text{CH}_3\text{COOCH}_2\text{CH}(\text{CH}_3)_2$; etanoato de octila; 4-hidróxi-3-metoxibenzaldeído; $\text{HCOOCH}_2\text{CH}_3$.
- b) $\text{CH}_3\text{COOCH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_3$; acetato de octila; 2-metóxi-4-formilfenol; $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{COOCH}_3$.
- c) $\text{CH}_3\text{COOCH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_3$; etanoato de octila; 3-hidróxi-4-metoxibenzaldeído; $\text{HOOCCH}_2\text{CH}_3$.
- d) $\text{CH}_3\text{COOCH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_3$; acetato de n-octila; 4-hidróxi-3-metoxibenzaldeído; $\text{HCOOCH}_2\text{CH}_3$.
- e) $\text{CH}_3\text{COOCH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_3$; etanoato de octila; ácido 3-hidróxi-metoxibenzóico; HOOCCH_3 .

Y. K. P. 1992



392

QUÍMICA
ORGÂNICA

O isômero do ácido láctico está presente nos músculos.

QUÍMICA ORGÂNICA

26

Diferenciação de compostos orgânicos: isomeria

Muitas substâncias possuem fórmulas moleculares iguais, mas apresentam propriedades diferentes. Por exemplo, o álcool etílico ou álcool comum e o éter dimetílico têm a mesma fórmula molecular, mas propriedades físicas e químicas diferentes: o álcool é líquido em condições ambientes, enquanto o éter dimetílico é gasoso; o álcool pode ser oxidado a ácido orgânico, como acontece quando o vinho se transforma em vinagre; o mesmo não ocorre com o éter.

O ácido láctico obtido pela fermentação da lactose (açúcar do leite) e o ácido láctico que aparece nos músculos têm propriedades diferentes, embora suas fórmulas moleculares sejam iguais. Neste caso, a diferença entre os compostos só pode ser identificada pela geometria de suas moléculas.

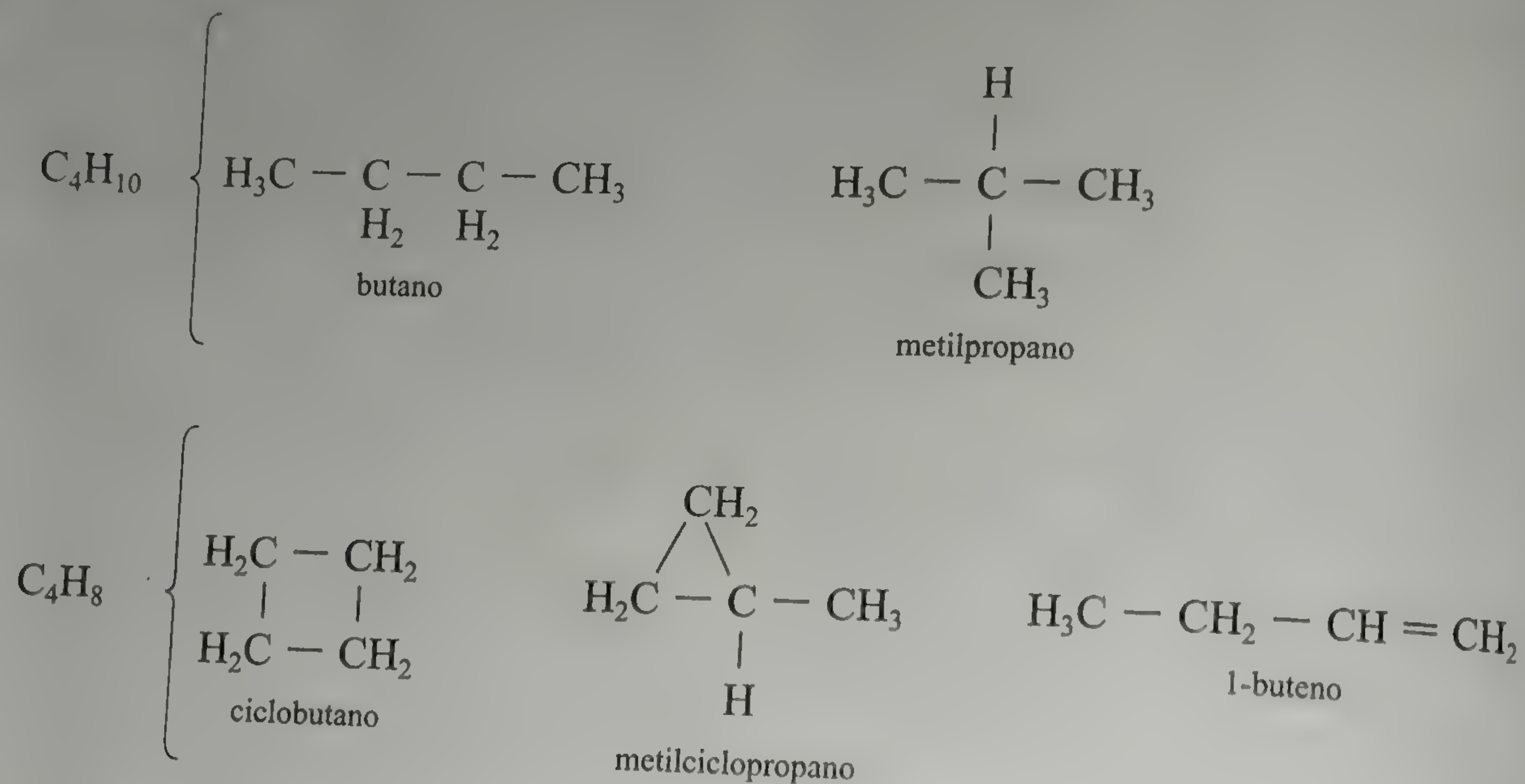
Substâncias com essa particularidade, ou seja, com a mesma fórmula molecular e disposição estrutural diferente, são chamadas isômeros (iso-mesmo; meros-partes).

Isomeria plana

É o tipo de isomeria em que as substâncias podem ser diferenciadas pelas fórmulas estruturais planas.

Isomeria de cadeia

Os isômeros pertencem à mesma função química, mas apresentam cadeias de tipos diferentes:

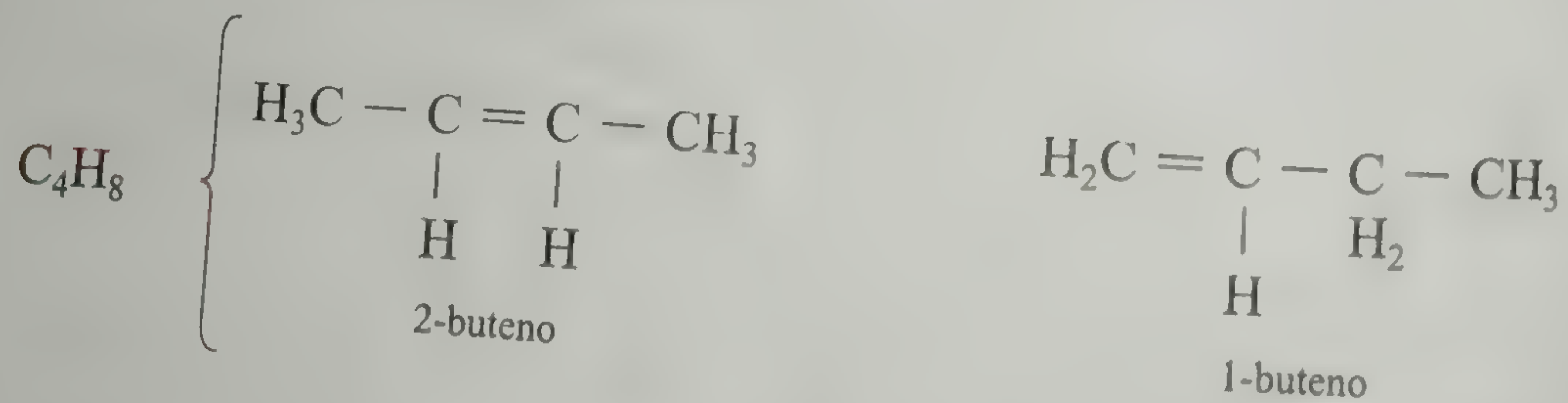


Isomeria de posição

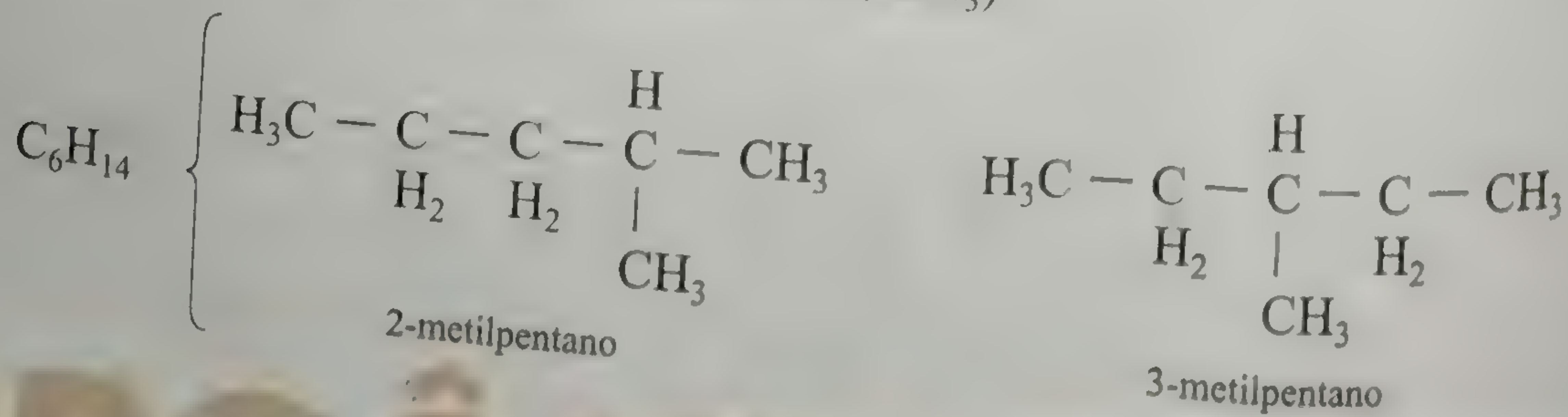
Os isômeros pertencem à mesma função, apresentam o mesmo tipo de cadeia, diferindo apenas na posição dos radicais ou das insaturações.

Exemplos:

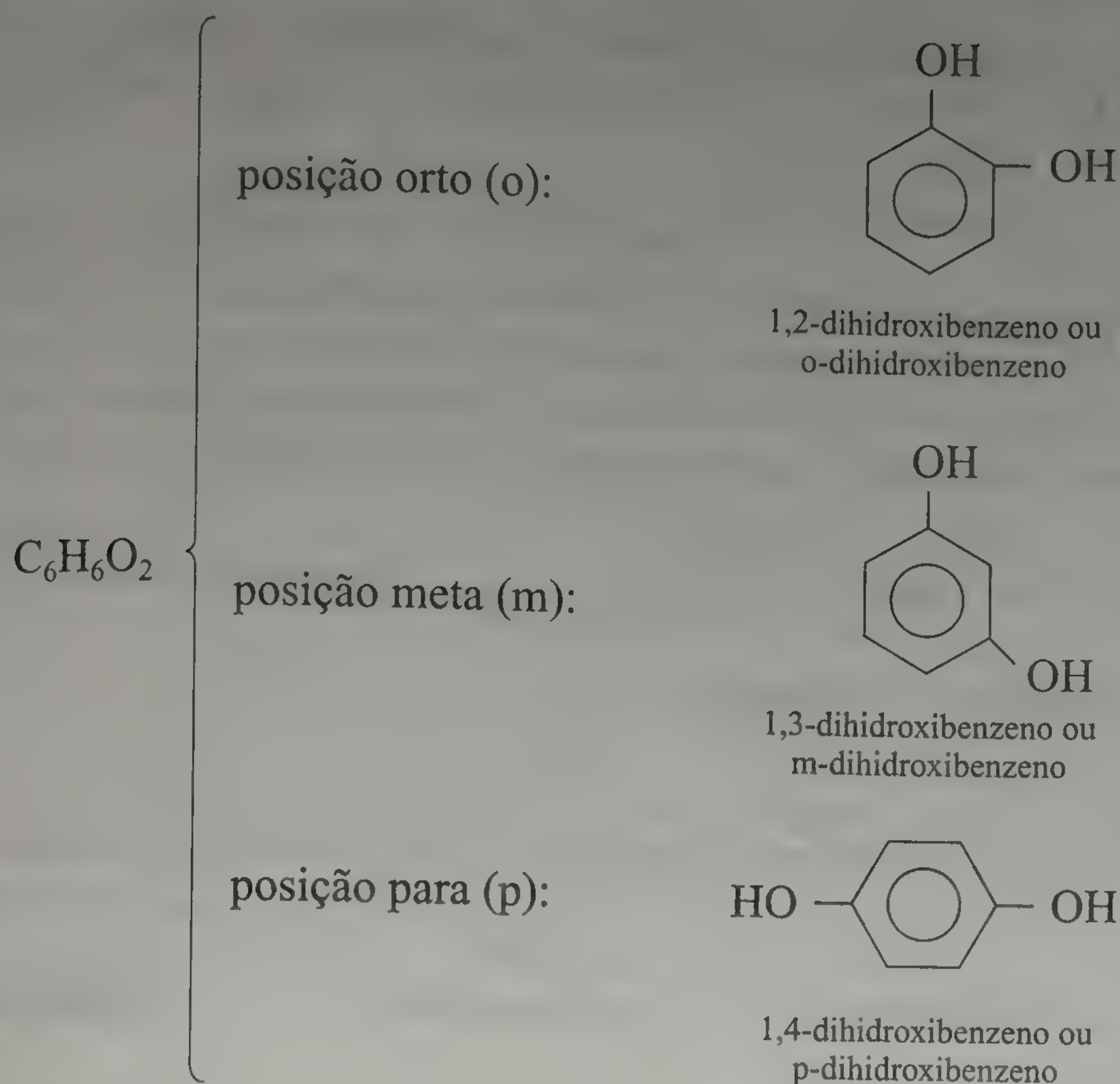
- Diferentes posições de insaturação



- Diferentes posições de radicais (OH, Cl, CH₃)



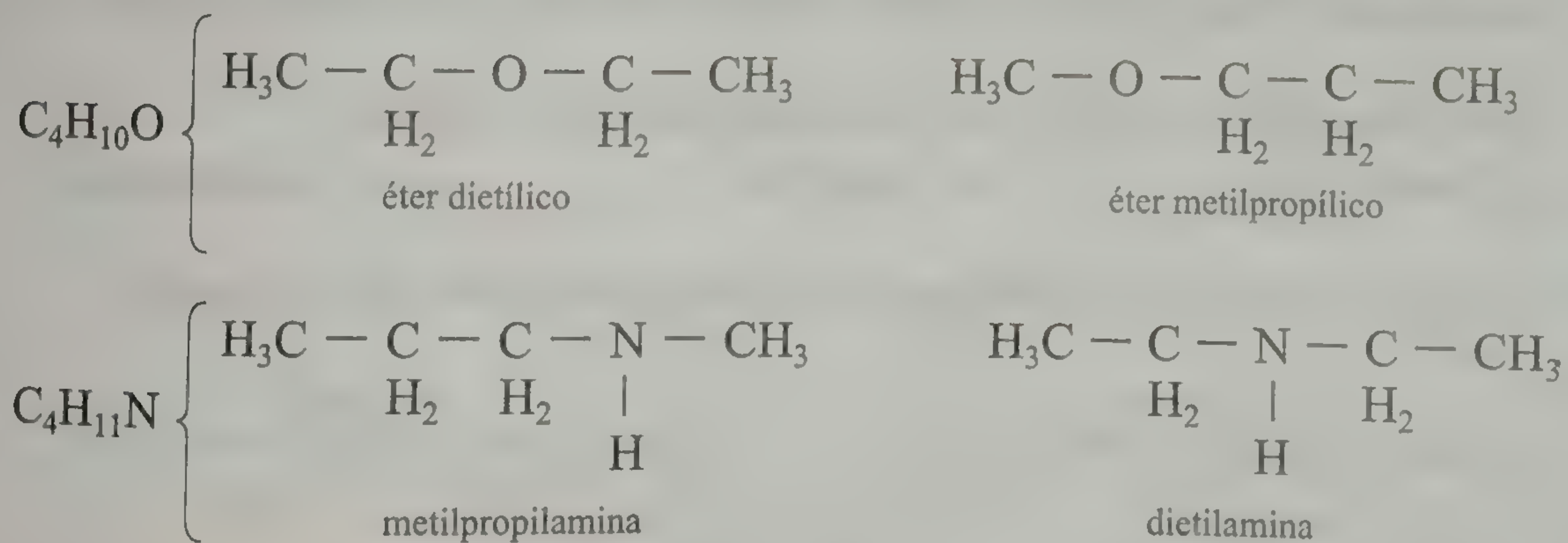
Diferentes posições no anel benzênico



Isomeria de compensação ou metameria

Os isômeros pertencem à mesma função, mas diferem na posição relativa de um heteroátomo na cadeia.

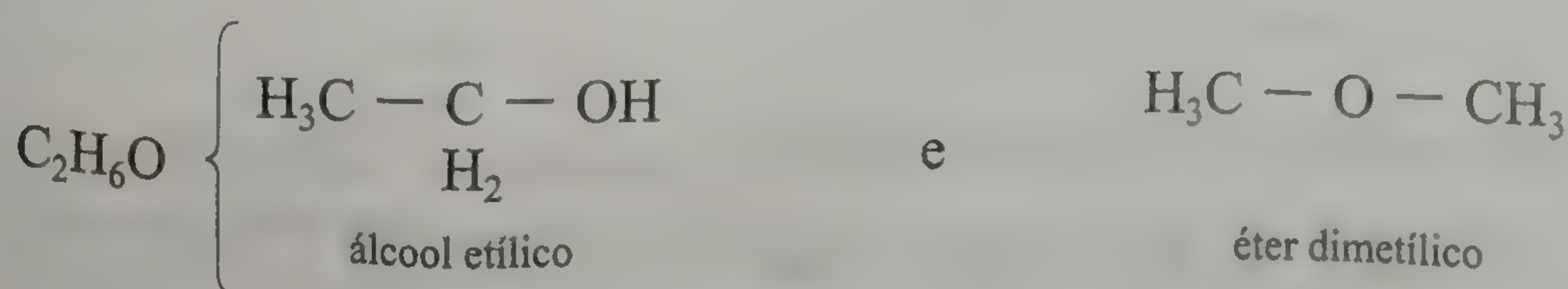
Exemplos:



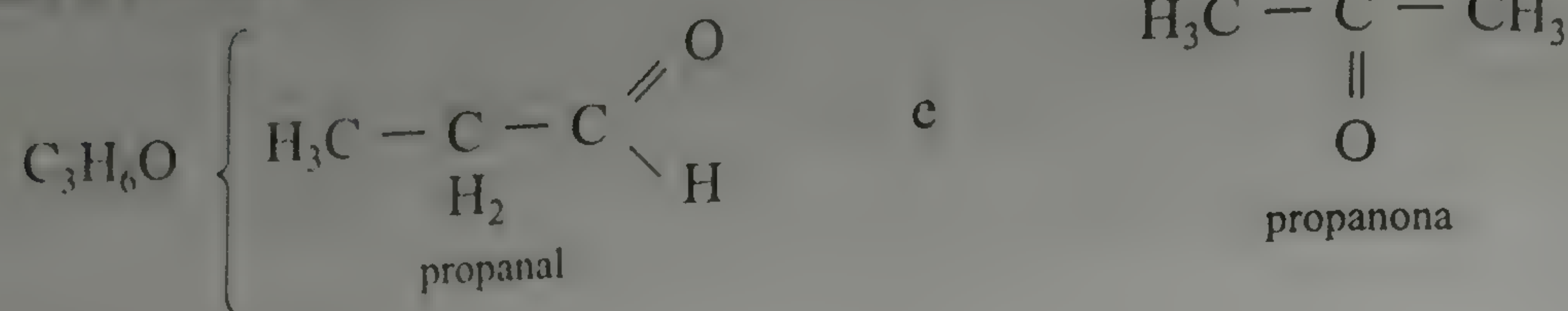
Isomeria funcional

Os isômeros não pertencem à mesma função orgânica. Os principais casos de isomeria funcional ocorrem com as funções álcool e éter; aldeído e cetona; ácido carboxílico e éster; álcool aromático, fenol e éter aromático.

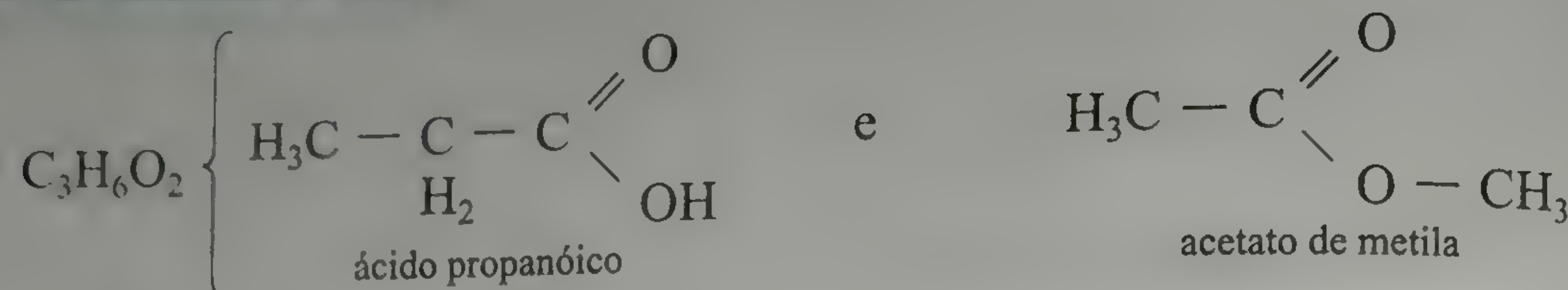
Álcool e éter



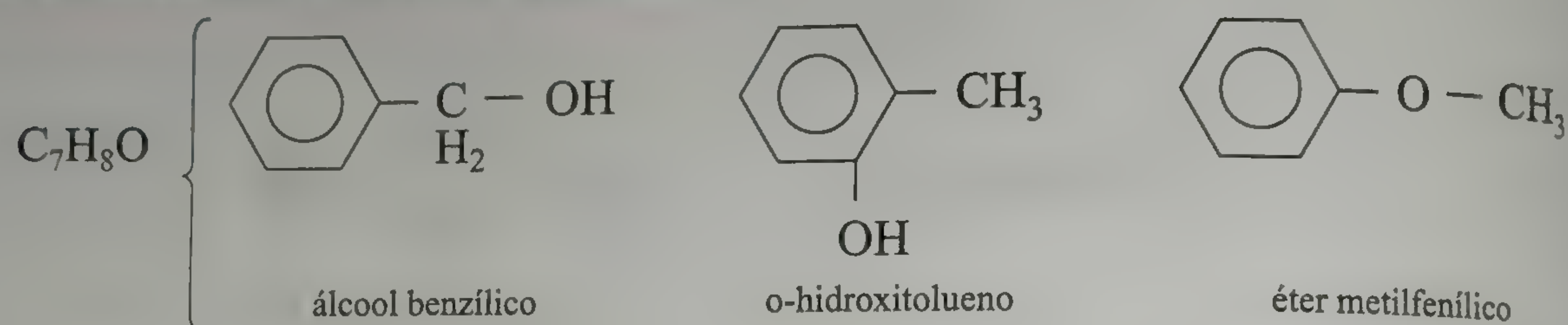
Aldeído e cetona



Ácido carboxílico e éster



Álcool aromático, fenol e éter aromático



EXERCÍCIOS

- Escreva as fórmulas estruturais dos isômeros de cadeia de fórmula molecular C_5H_{12} .
- Verifique qual o número de isômeros de posição dos compostos:
 - 2-metil-hexano.
 - 1-pentino.
 - 1,2-diclorobenzeno.
- Dê a fórmula estrutural de pelo menos um isômero funcional dos compostos:
 - $\text{H}_3\text{C} - \underset{\text{H}_2}{\text{C}} - \underset{\text{H}_2}{\text{C}} - \text{OH}$
 - $\text{H}_3\text{C} - \underset{\text{H}_2}{\text{C}} - \underset{\text{OH}}{\text{C}} = \text{O}$
- (PUC-RS) A fórmula $\text{C}_4\text{H}_8\text{O}$ pode representar dois isômeros funcionais como:
 - butanona e butanal.
 - 1-butanol e butanal.
 - 2-butanol e butanona.
 - 1-butanol e 2-butanol.
 - etoxietano e butanal.
- (FAAP-SP) Que tipos de isomeria ocorrem entre os compostos:
 - $\text{H}_2\text{C} = \text{CH} - \text{CH}_3$ e $\text{H}_2\text{C} - \text{CH}_2 - \text{CH}_2$
 - $\text{H}_3\text{C} - \text{O} - \text{CH}_3$ e $\text{H}_3\text{C} - \text{CH}_2 - \text{OH}$

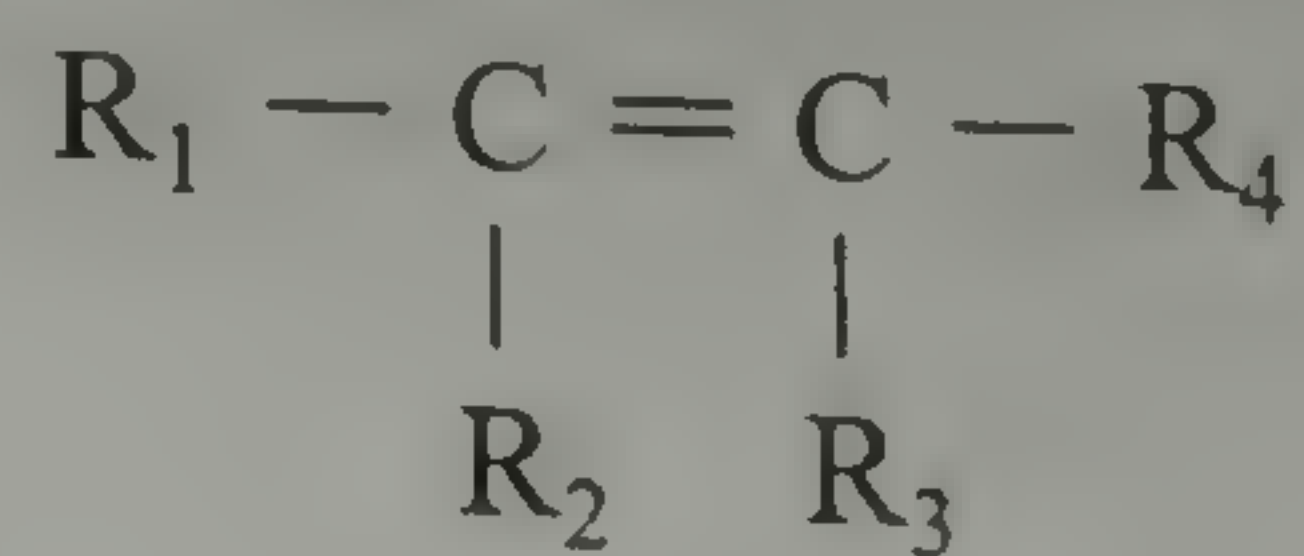
Isomeria espacial ou estereoisomeria

É o tipo de isomeria em que a identificação é feita por meio de fórmulas espaciais. Está subdividida em geométrica e óptica.

Isomeria geométrica ou cis-trans

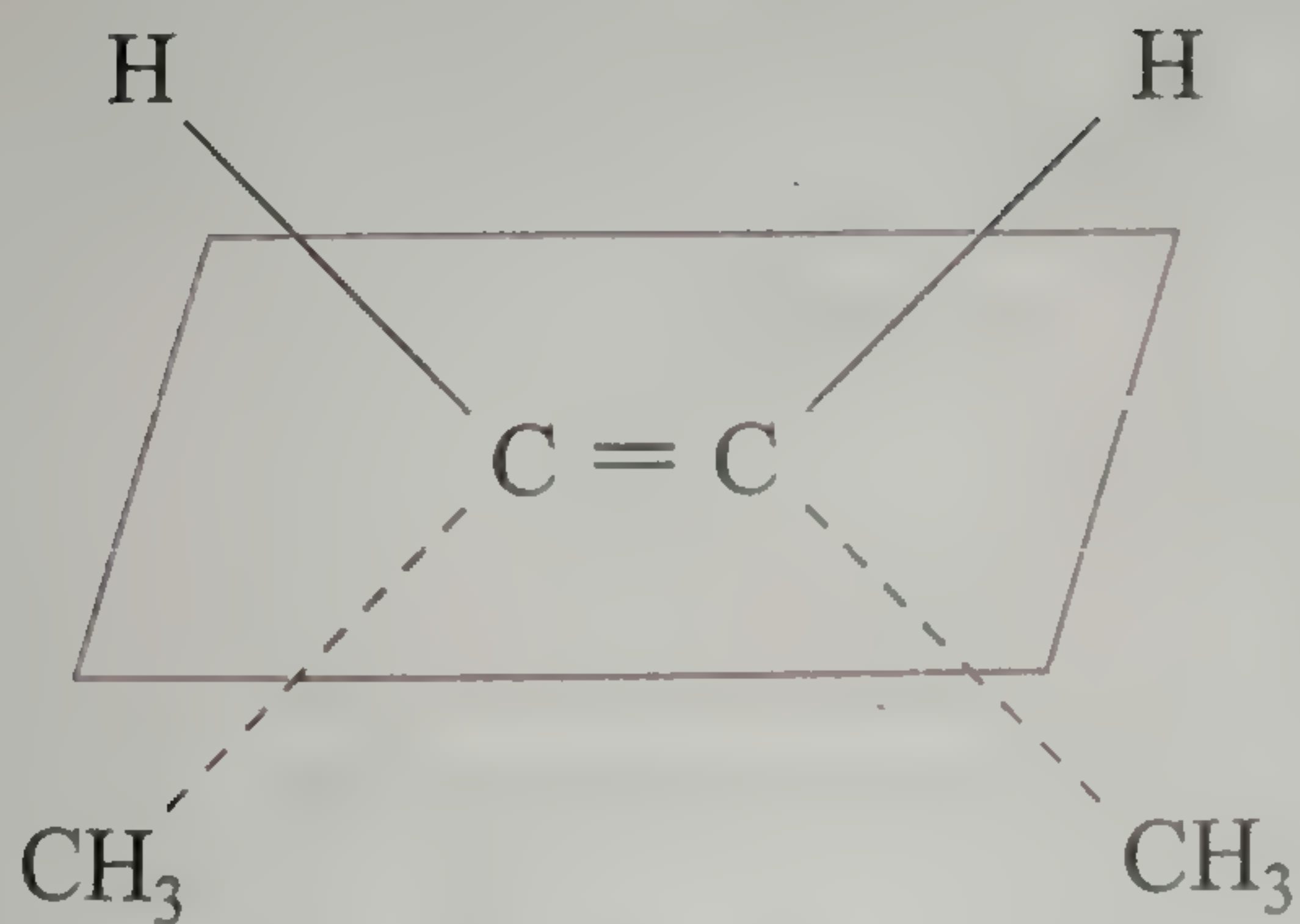
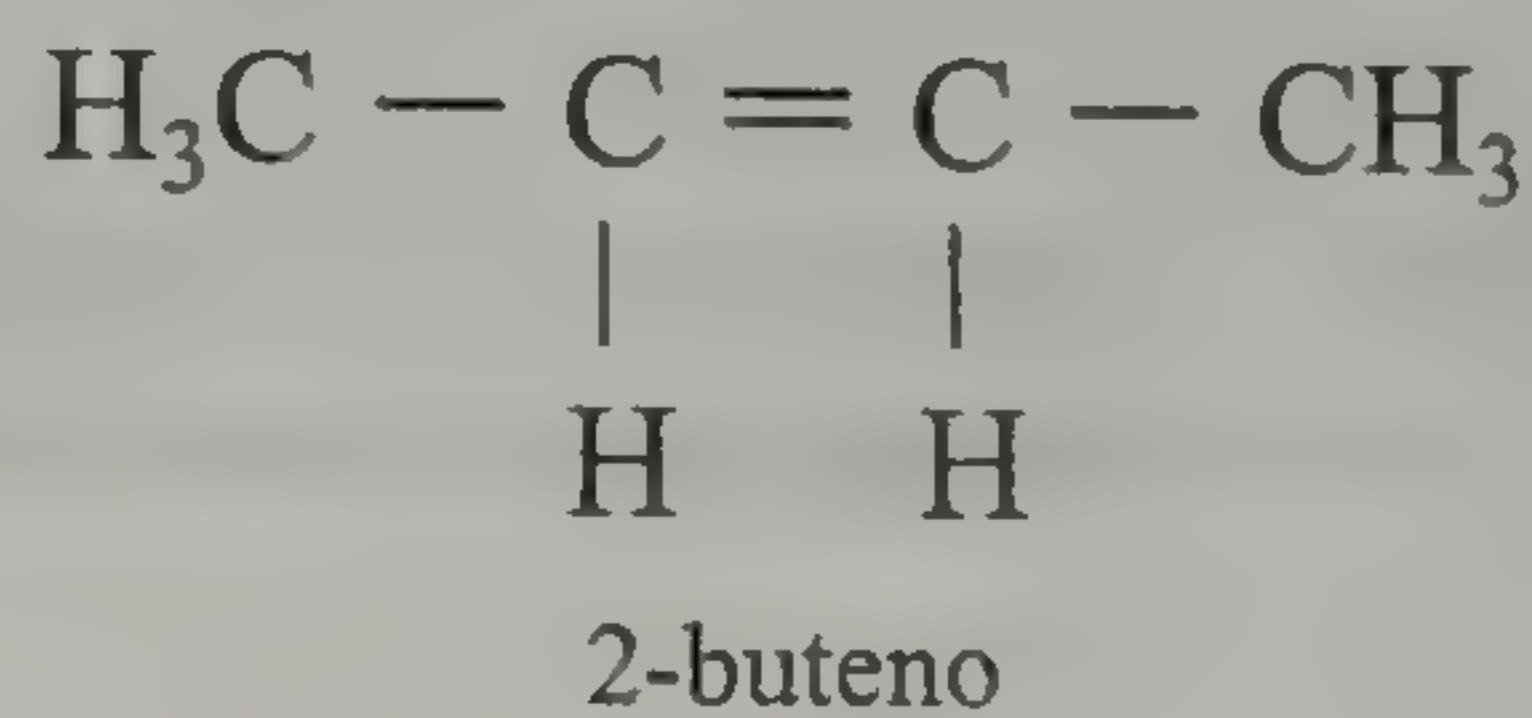
Ocorre em compostos cíclicos ou nos que apresentam uma dupla ligação. O anel ou a dupla ligação estabelecem um plano em relação ao qual dois radicais podem estar situados do mesmo lado (isômero *cis*) ou em lados opostos (isômero *trans*).

Consideremos R_1 , R_2 , R_3 e R_4 como sendo os radicais ligados aos carbonos da dupla:

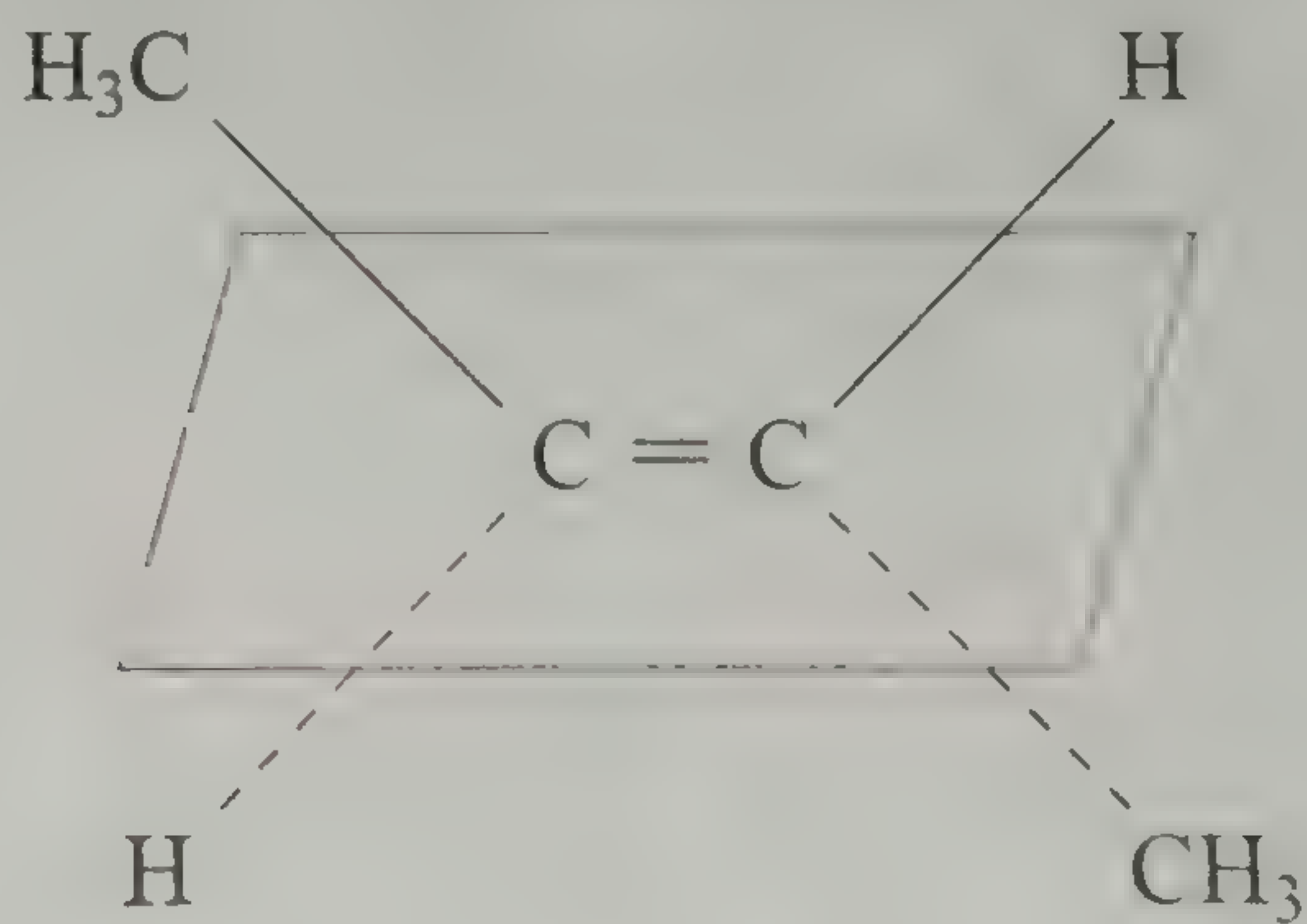


Para que ocorra isomeria geométrica, é necessário que R_1 seja diferente de R_2 e R_3 diferente de R_4 .

Exemplo:

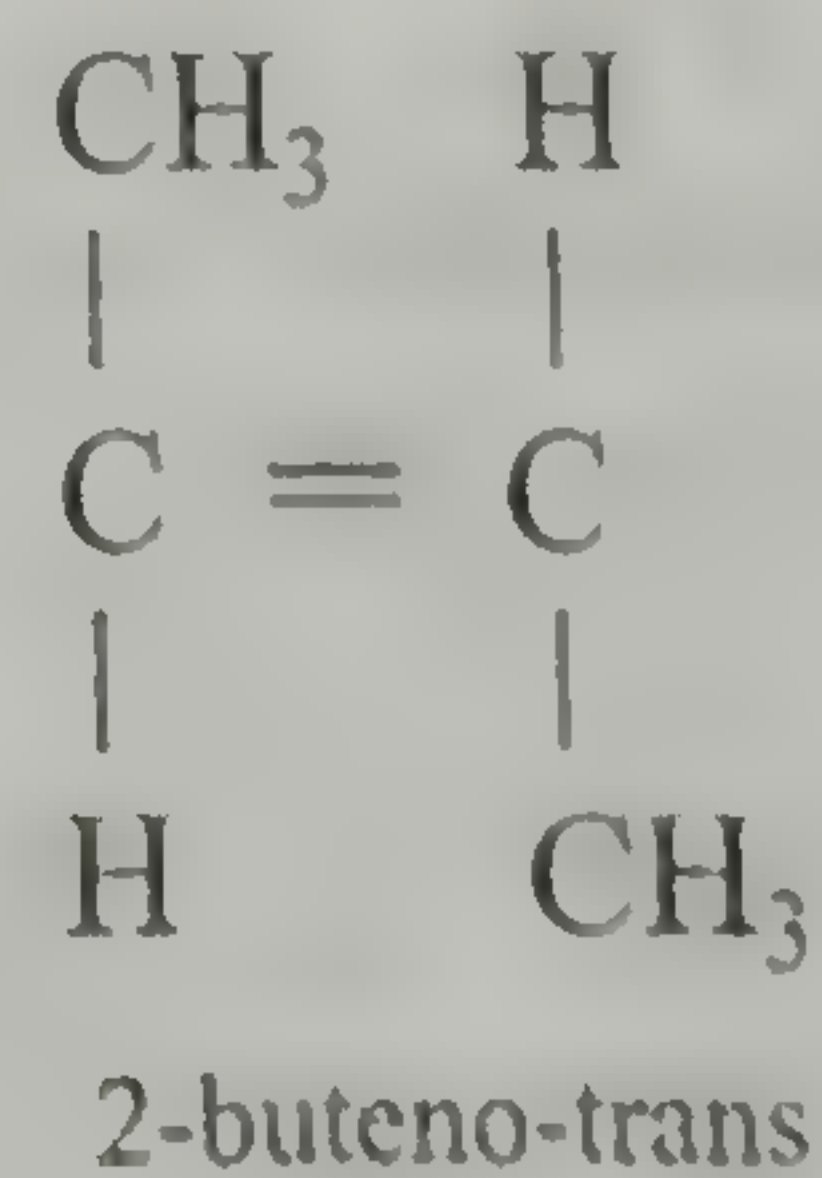
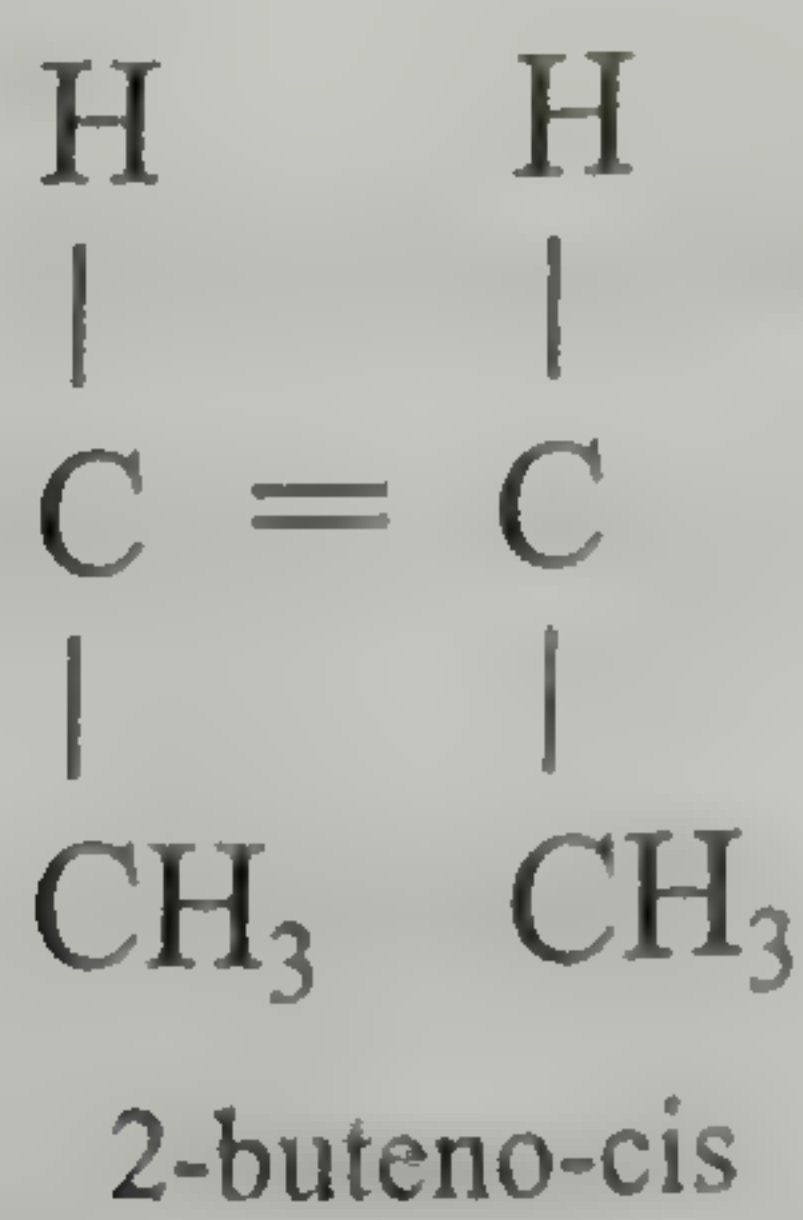


2-buten-1,2-diol
(os H estão do mesmo lado do plano)



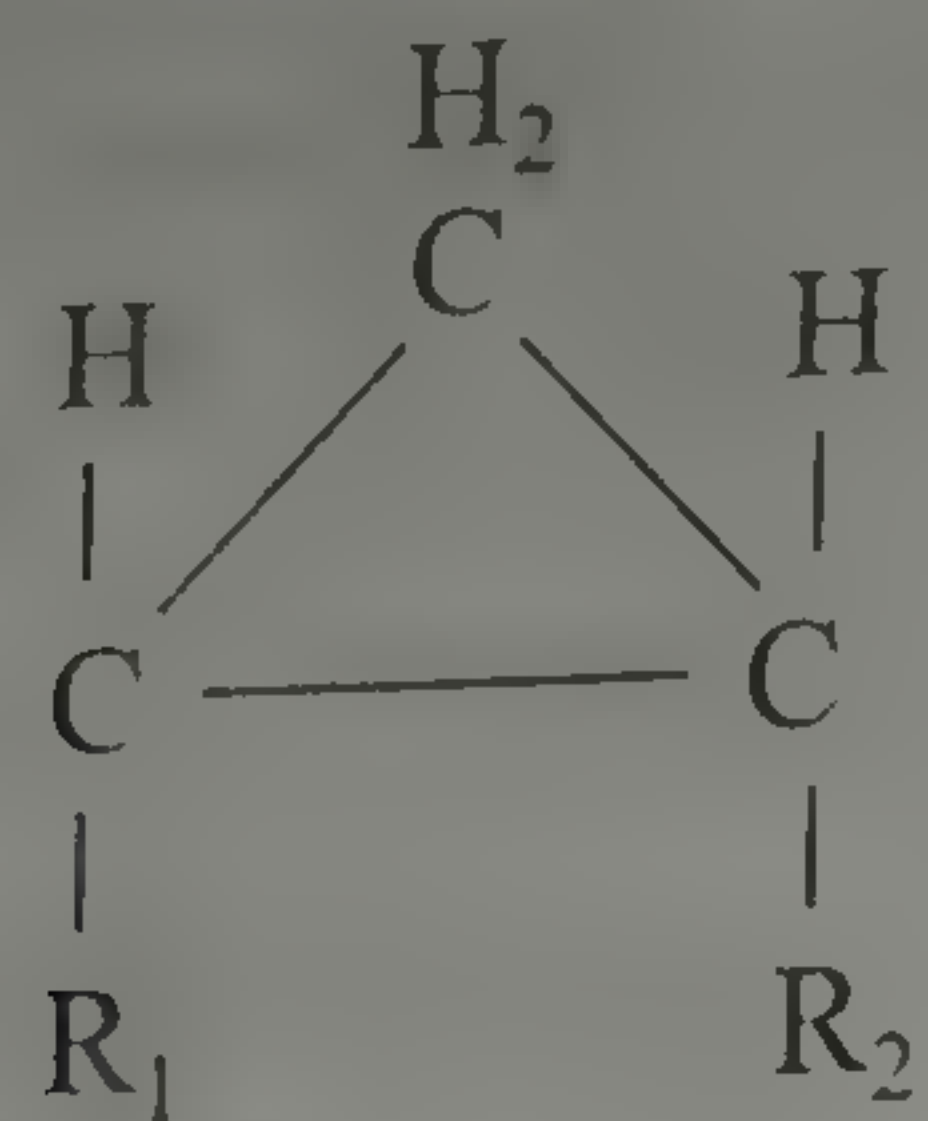
2-buten-1,2-diol
(os H estão em lados opostos do plano)

Podemos representar os isômeros por meio de fórmulas planas projetadas:



Nos compostos cíclicos, essa isomeria pode ser também denominada *bayeriana*. Os radicais podem encontrar-se do mesmo lado ou em lados opostos em relação ao

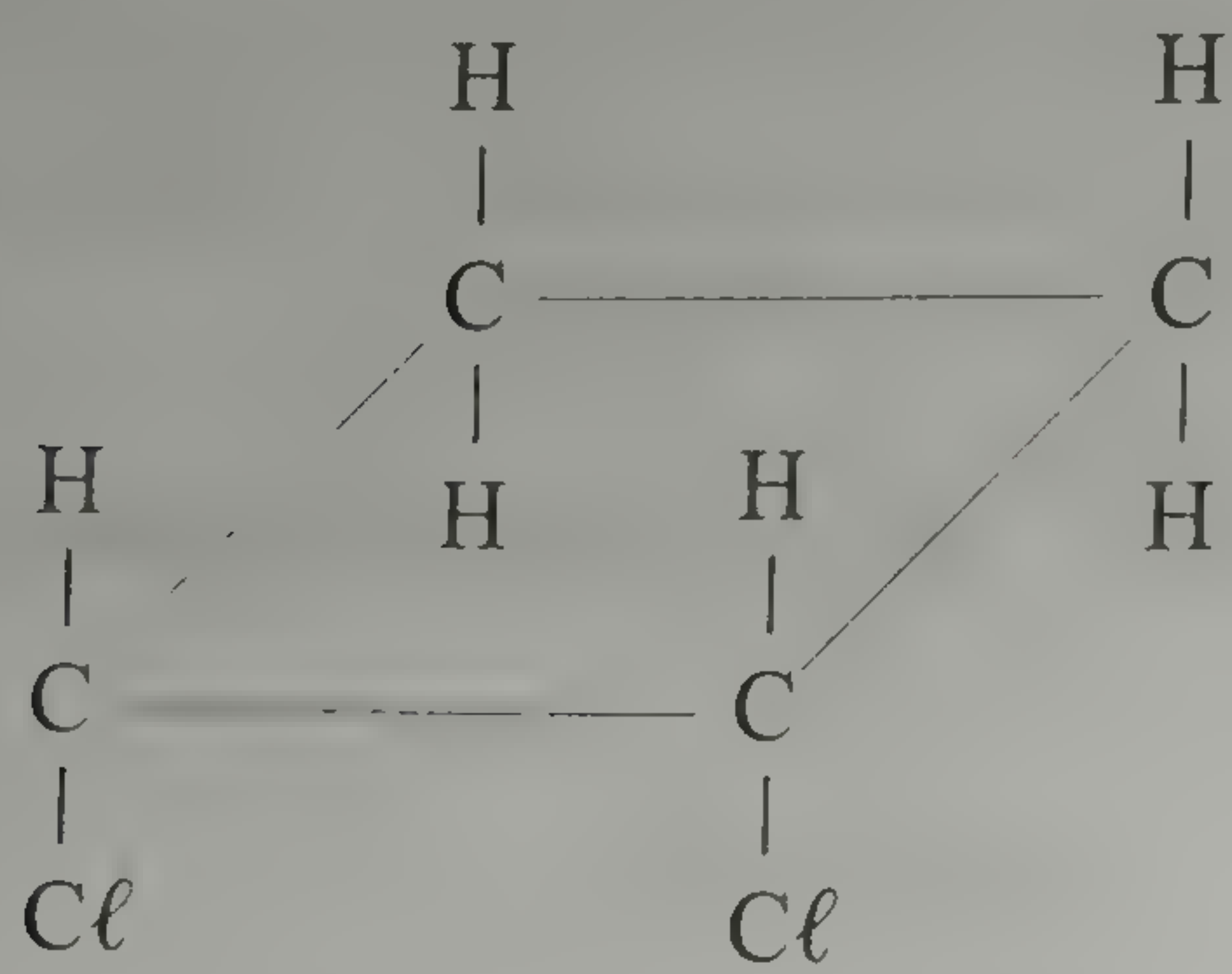
plano do anel. Esse tipo de isomeria ocorre sempre que há dois radicais diferentes entre si ligados a dois carbonos do anel:



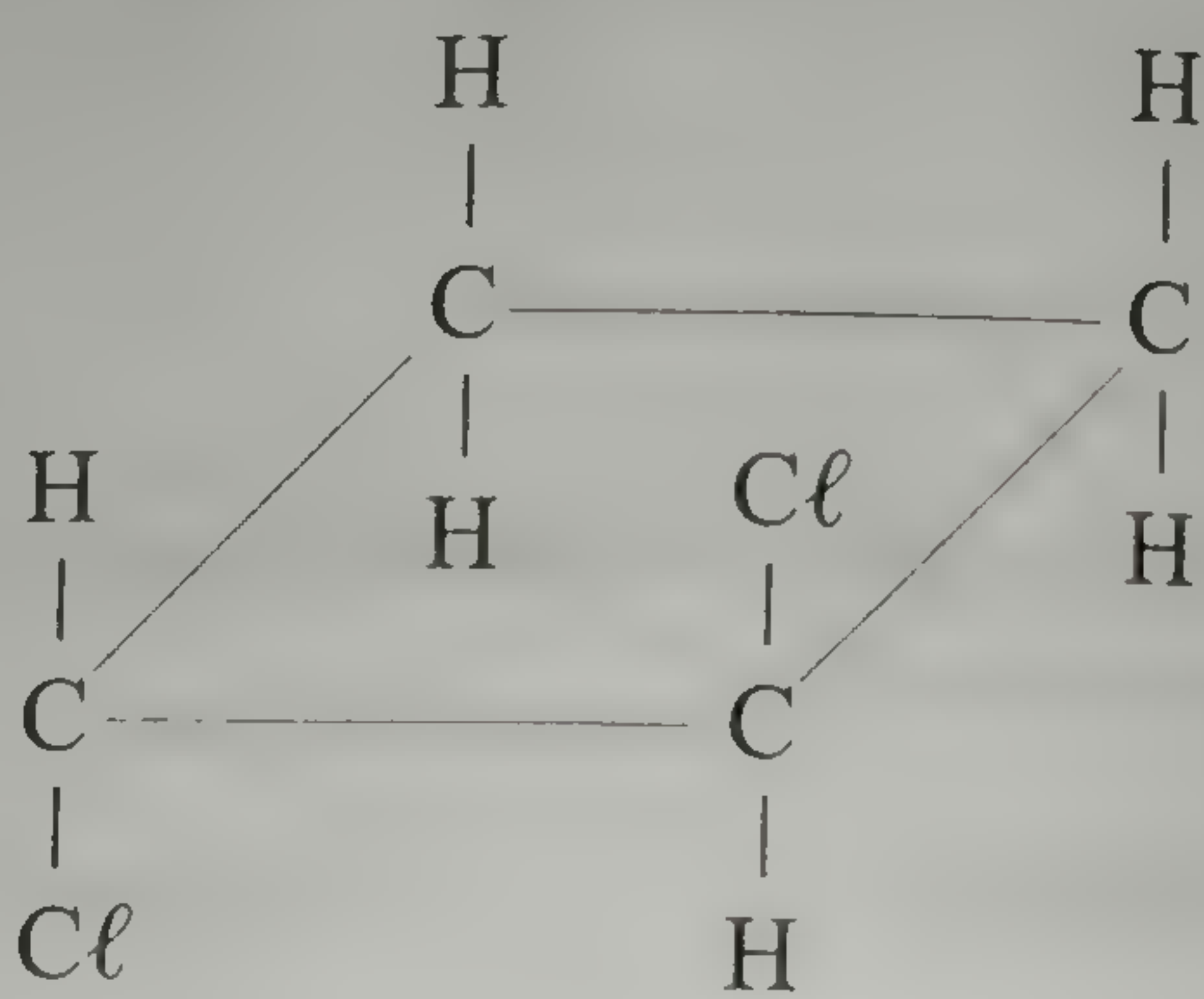
Em que R_1 difere de R_2 .

Exemplo:

Os isômeros geométricos do 1,2-diclorociclobutano são:

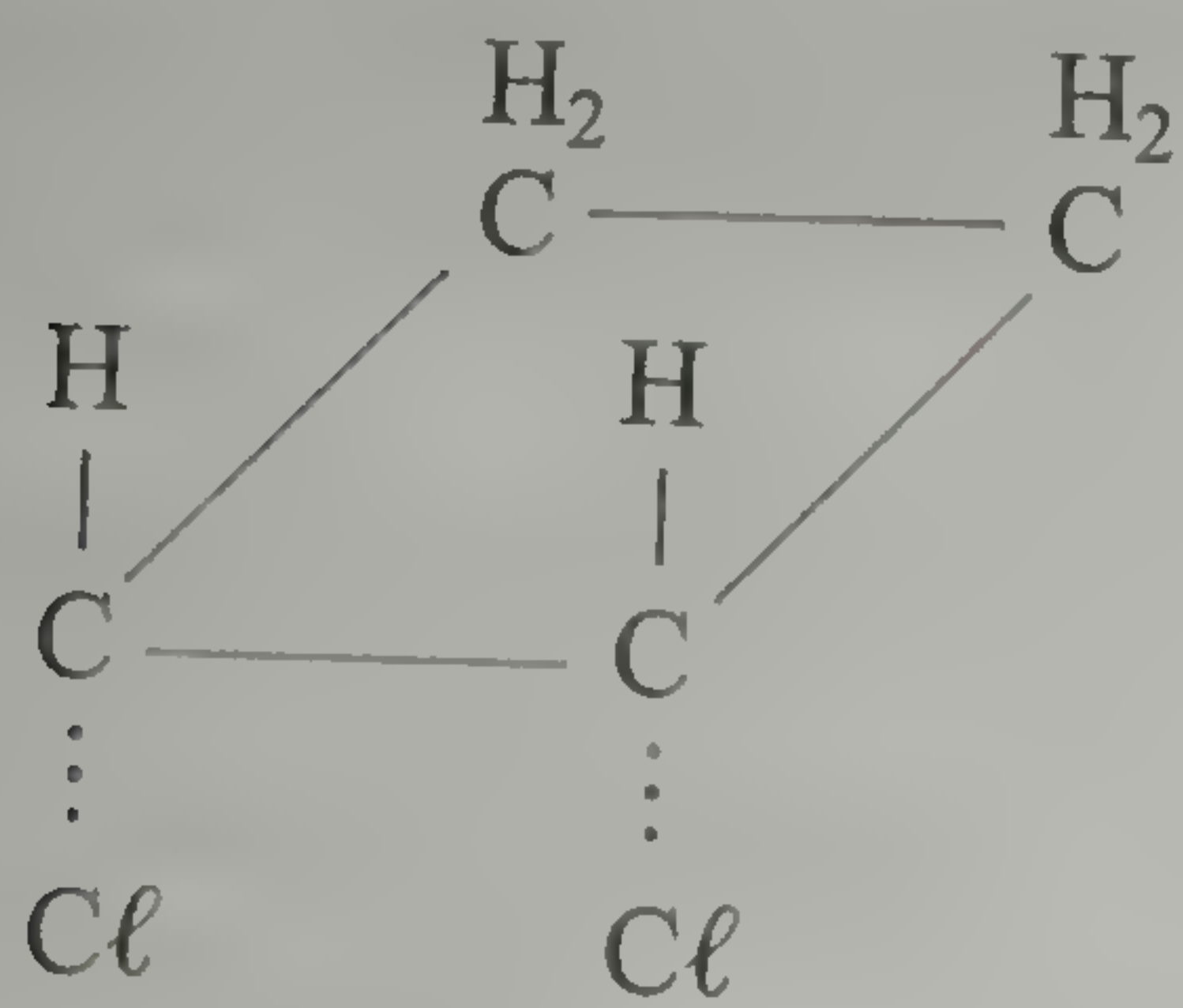


1,2 diclorociclobutano-cis

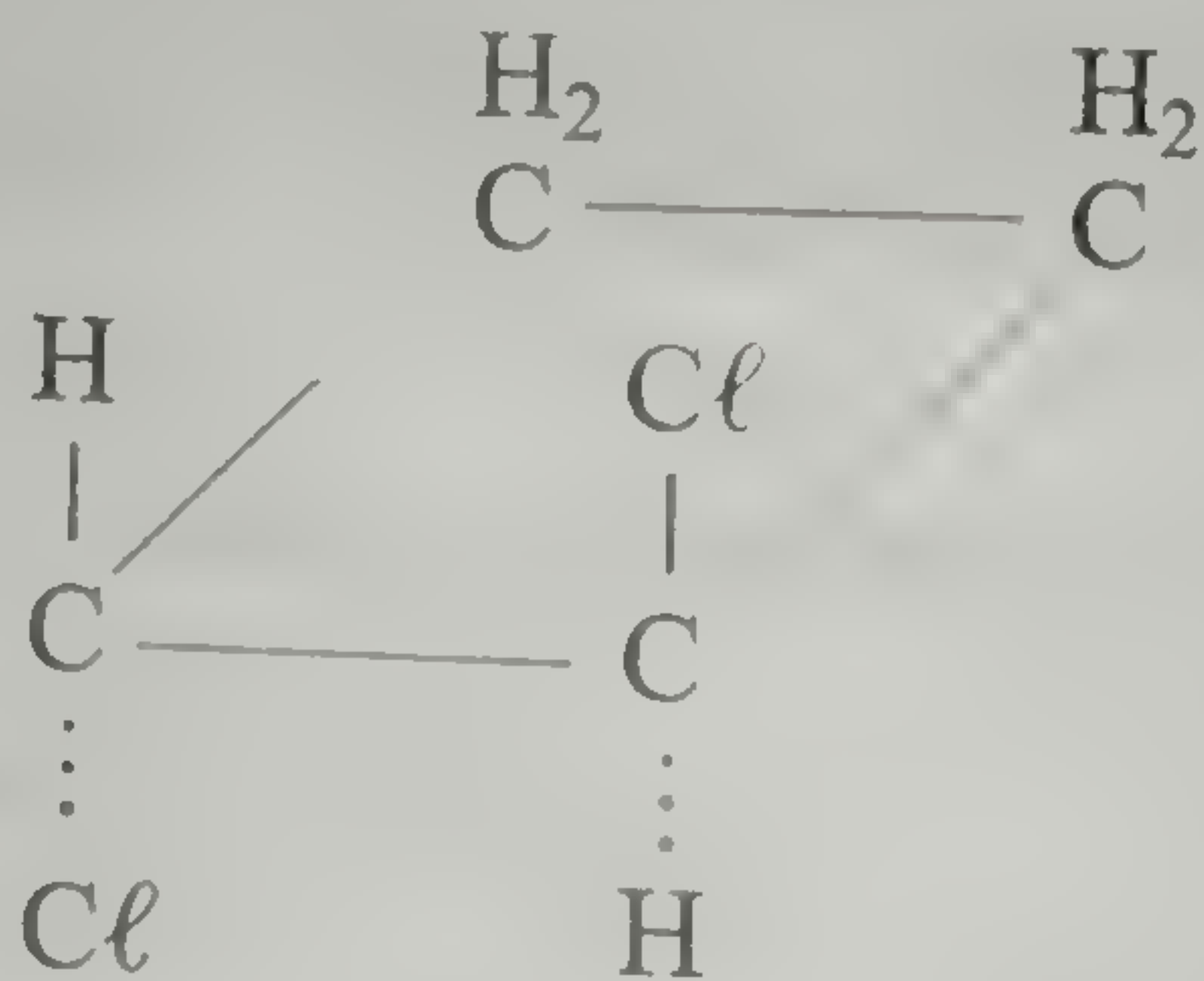


1,2-diclorociclobutano-trans

Podemos representar os isômeros por meio de fórmulas planas:



1,2-diclorociclobutano-cis

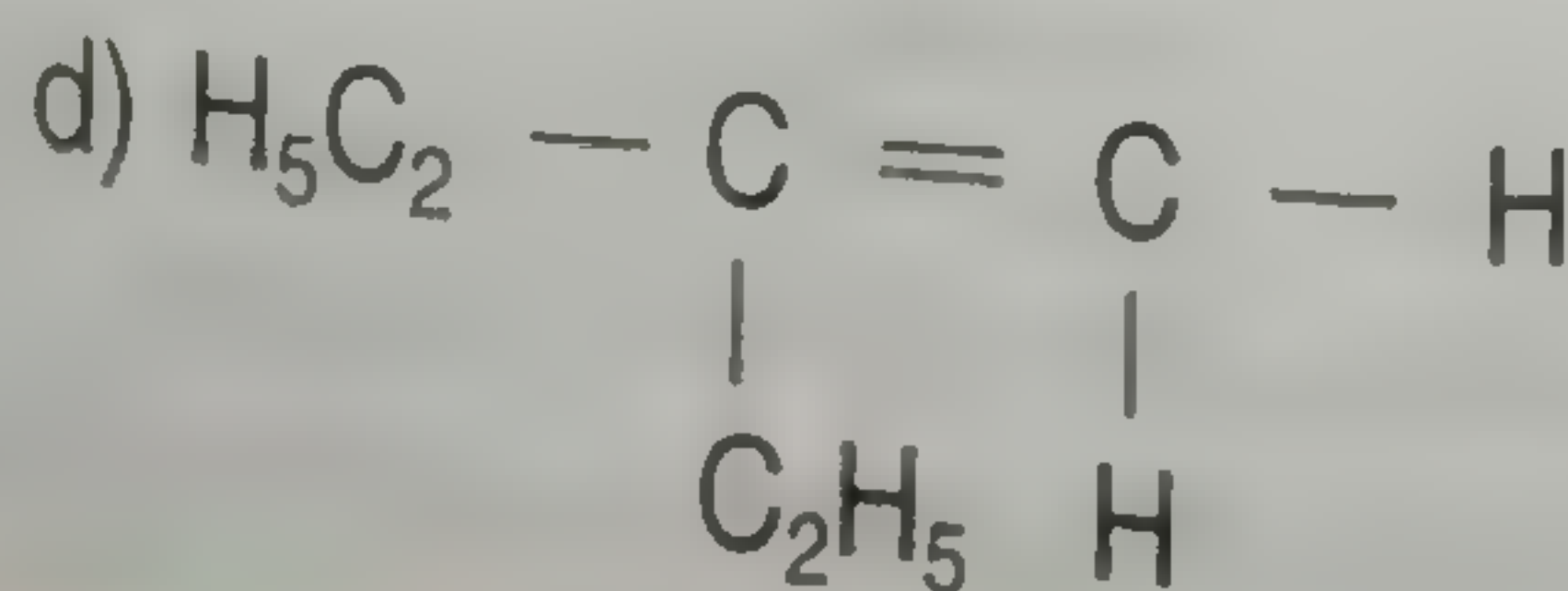
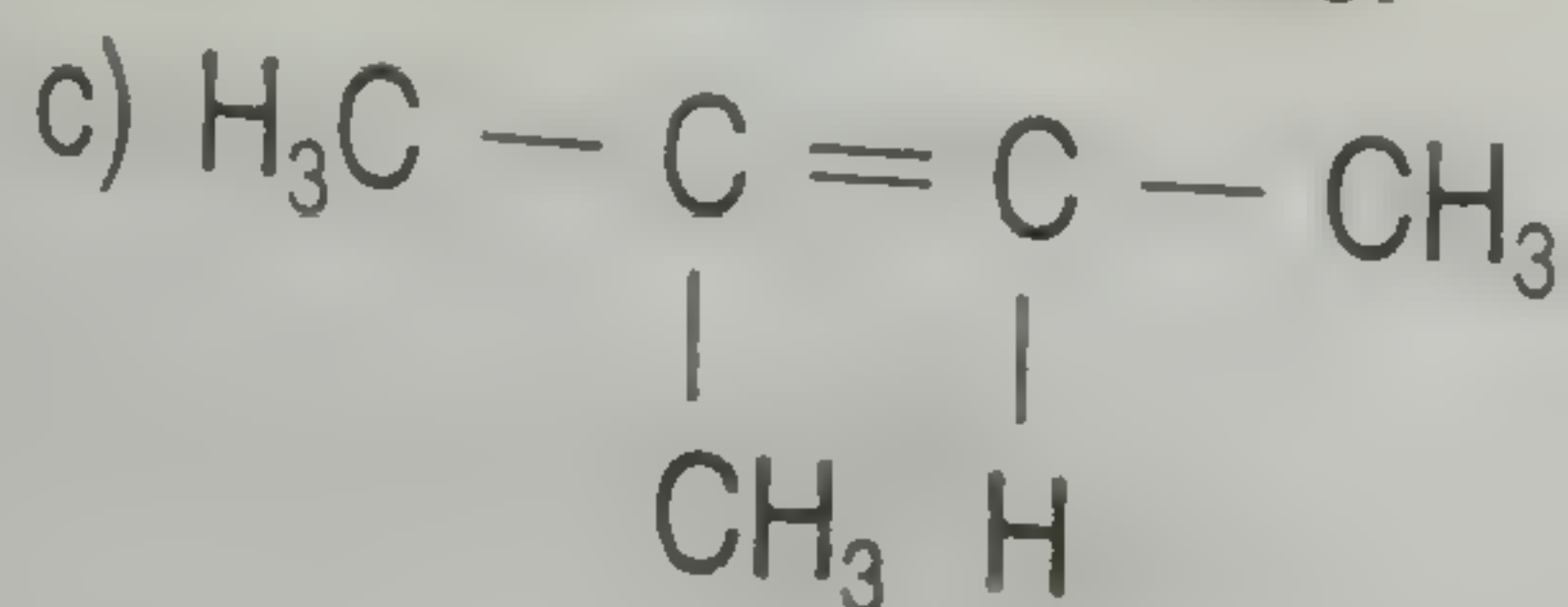
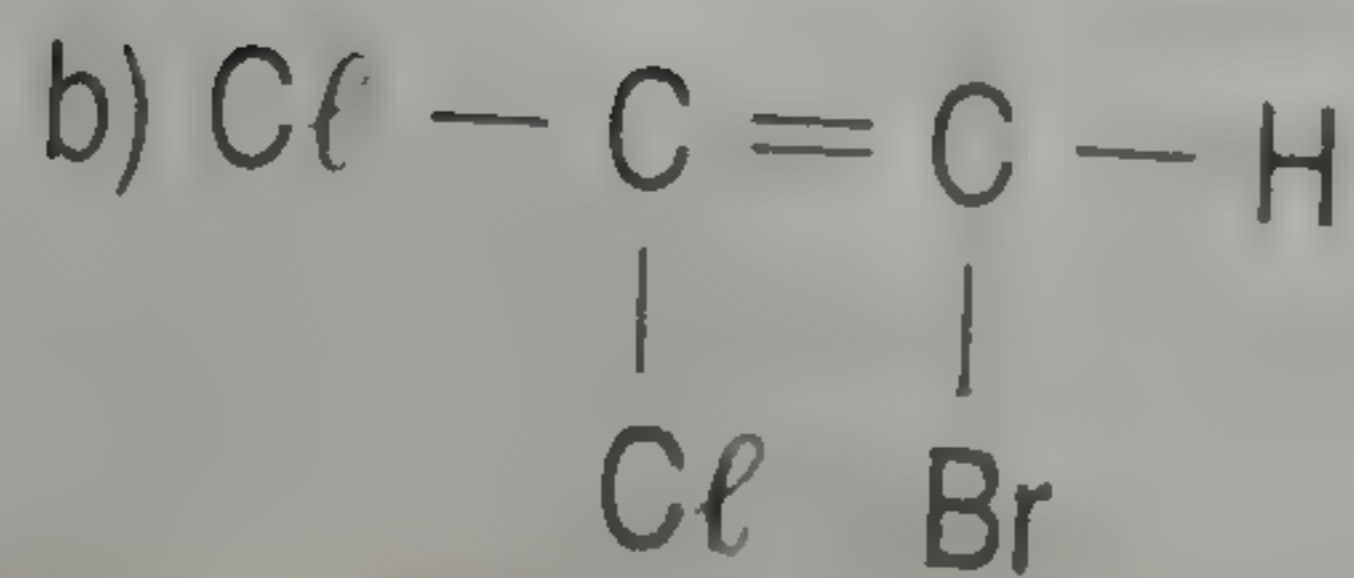
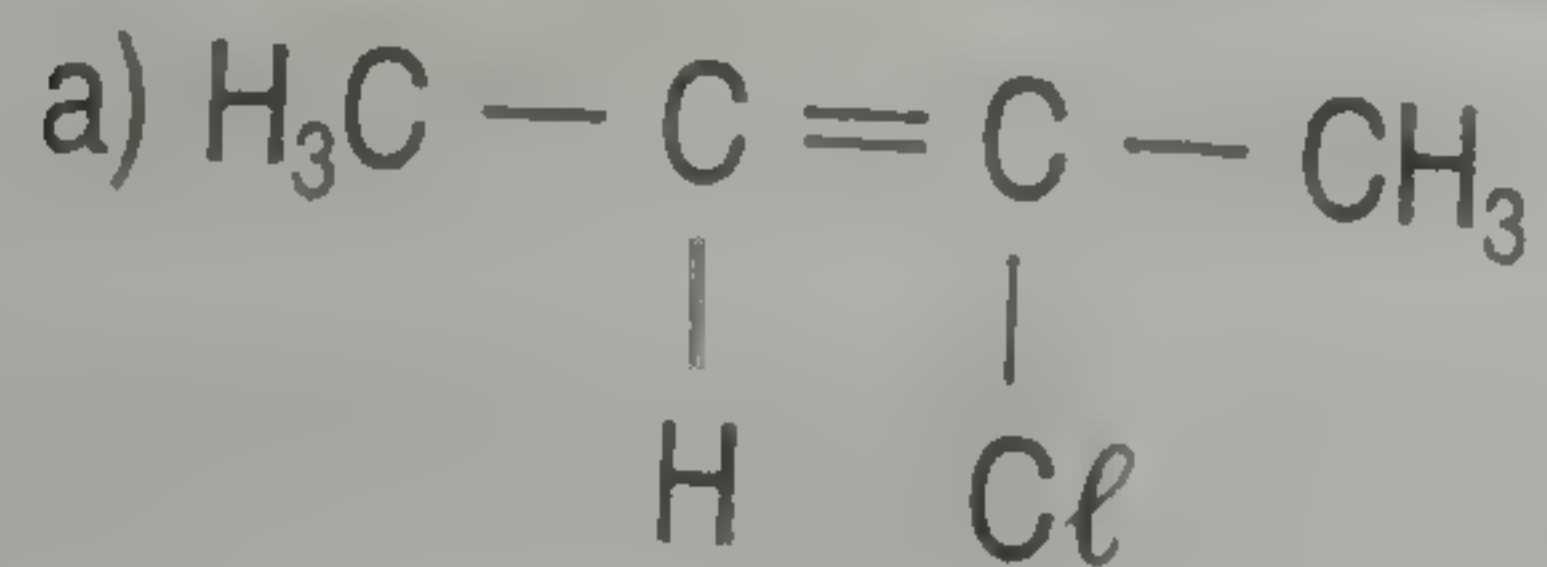


1,2-diclorociclobutano-trans

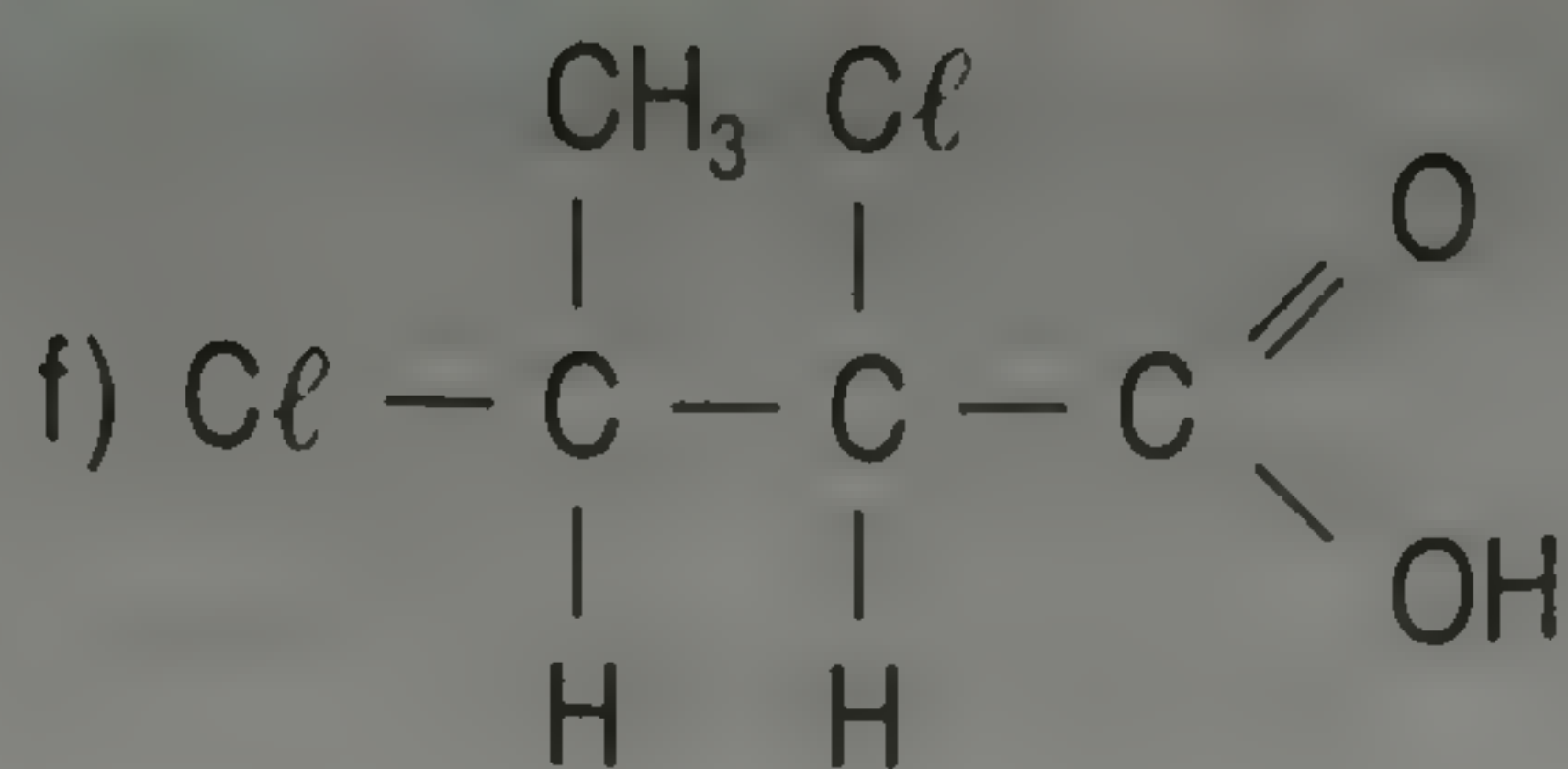
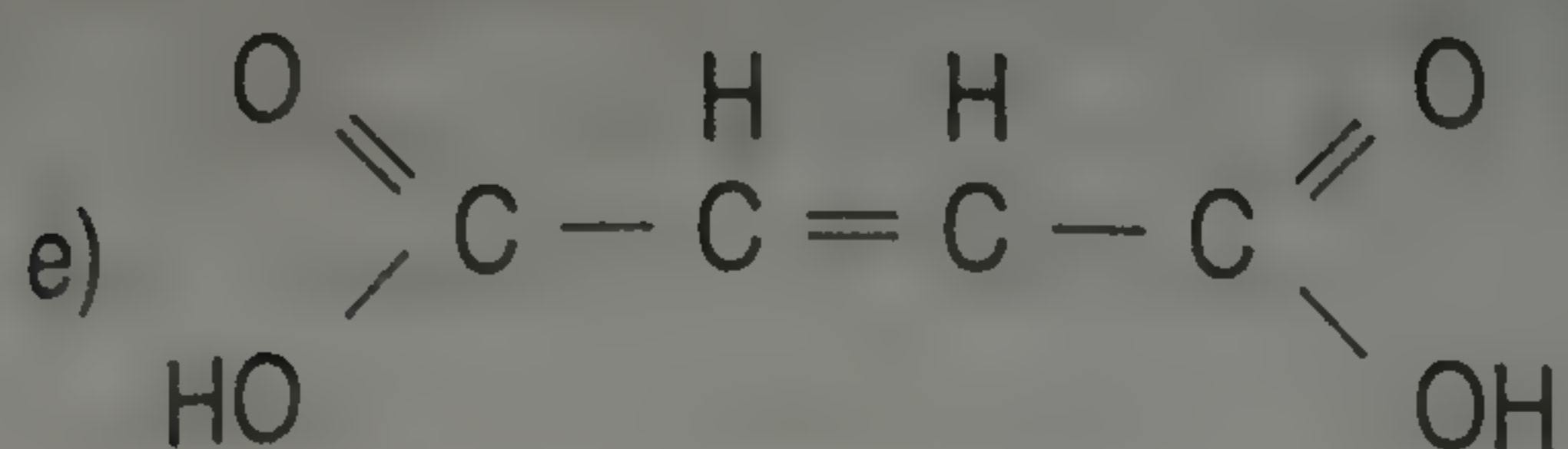
398

EXERCÍCIOS

6. Dos compostos abaixo, assinale os que possuem isômeros cis-trans.

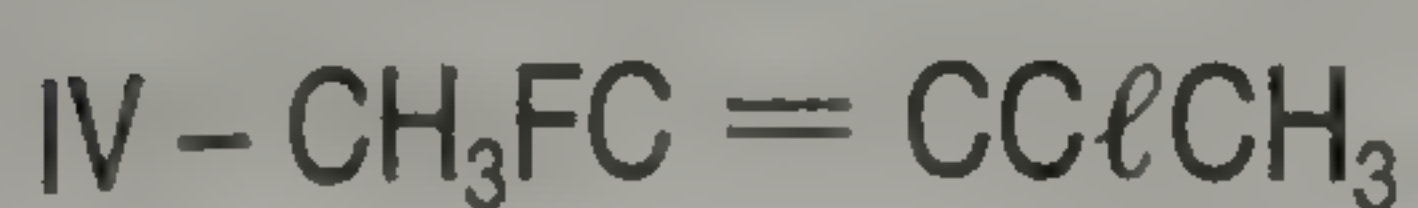
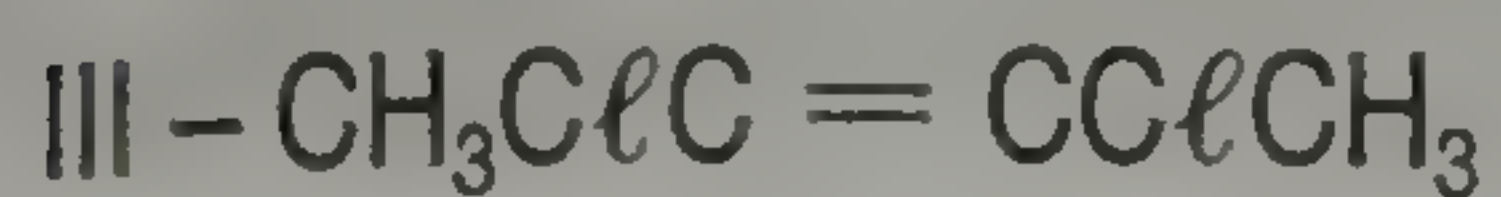
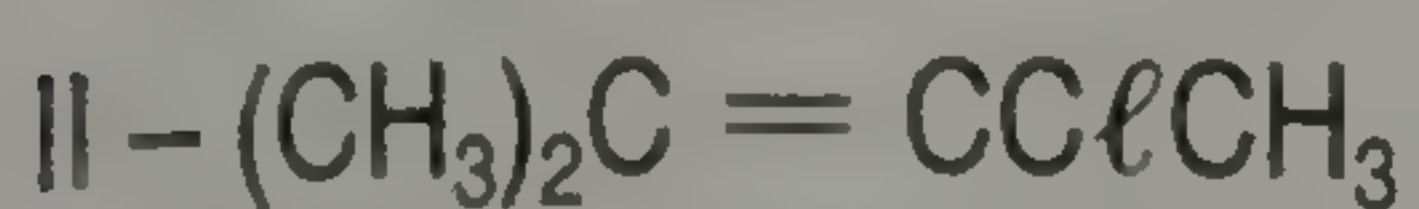
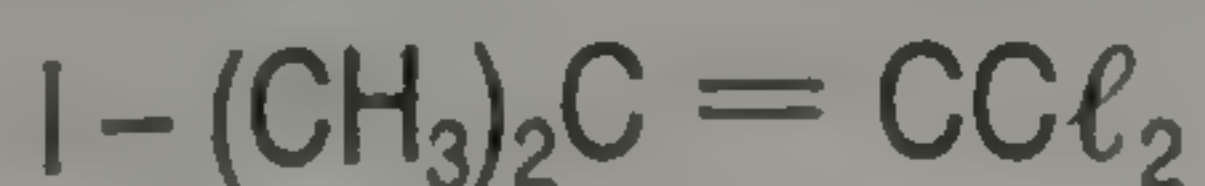


QUÍMICA ORGÂNICA



7. Considerando a fórmula estrutural do ácido butenodióico, dê as fórmulas estruturais de seus isômeros cis e trans.

8. (Cesgranrio-RJ) Dados os seguintes compostos orgânicos:



assinale a opção correta.

a) Os compostos I e III são isômeros geométricos.

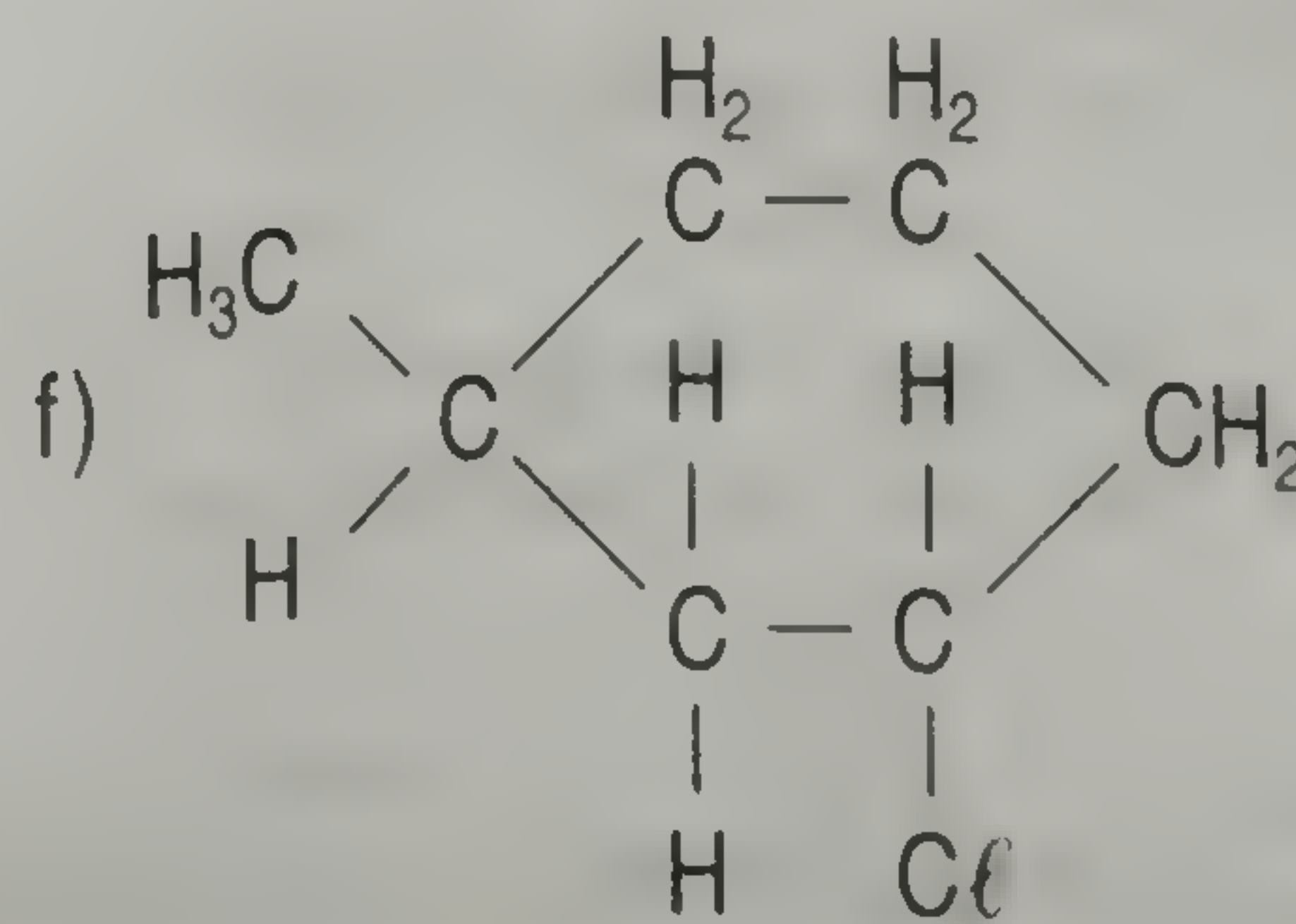
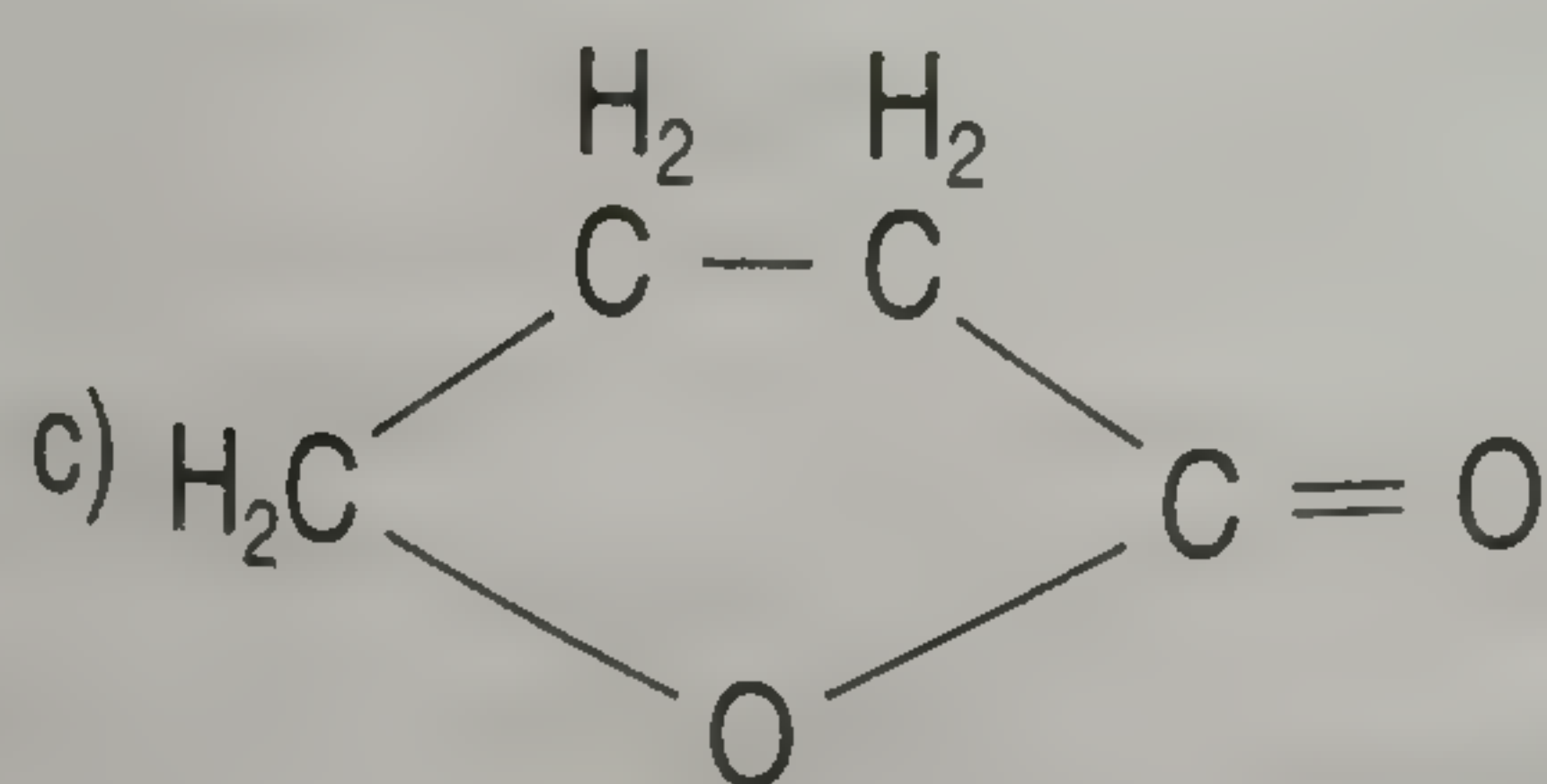
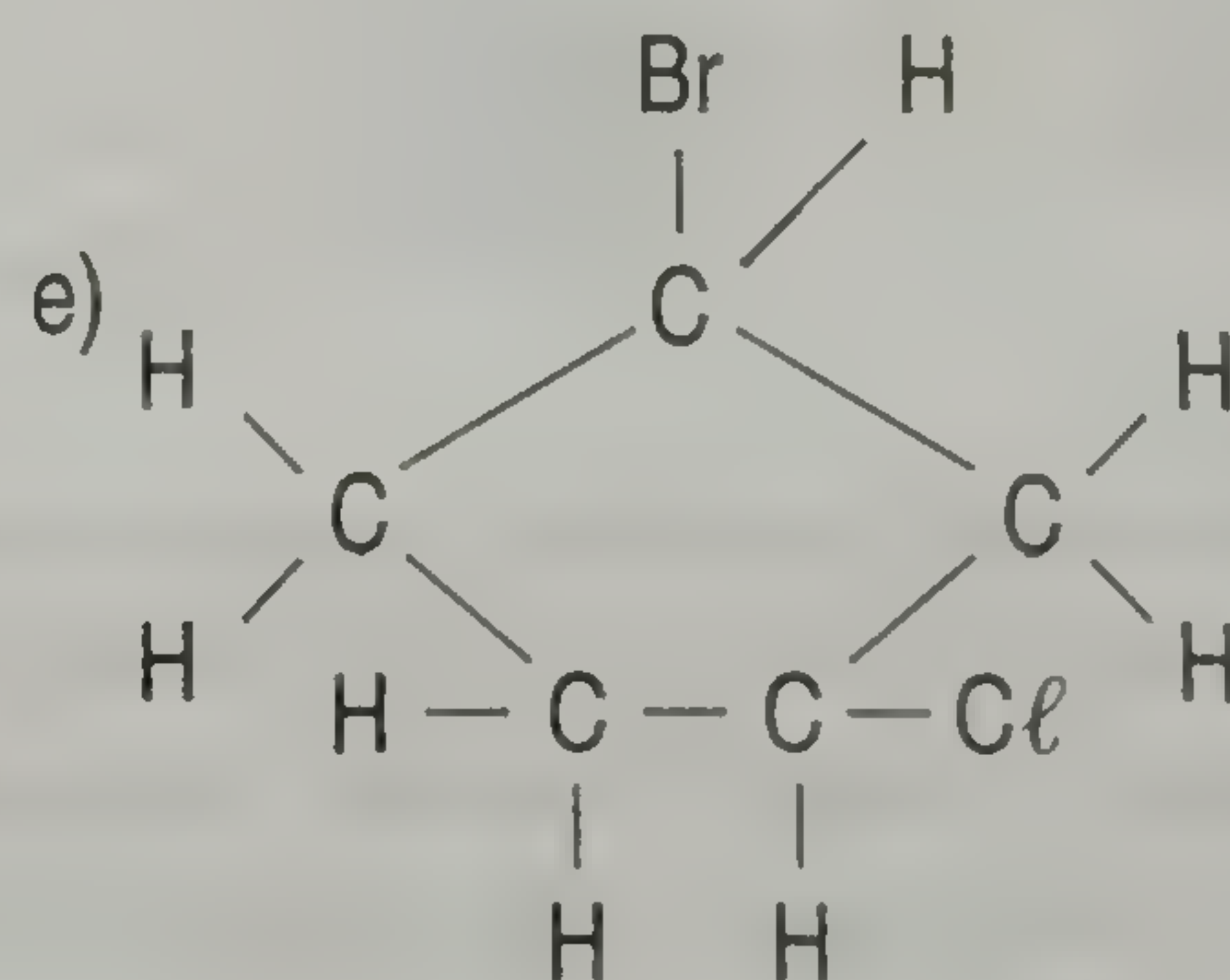
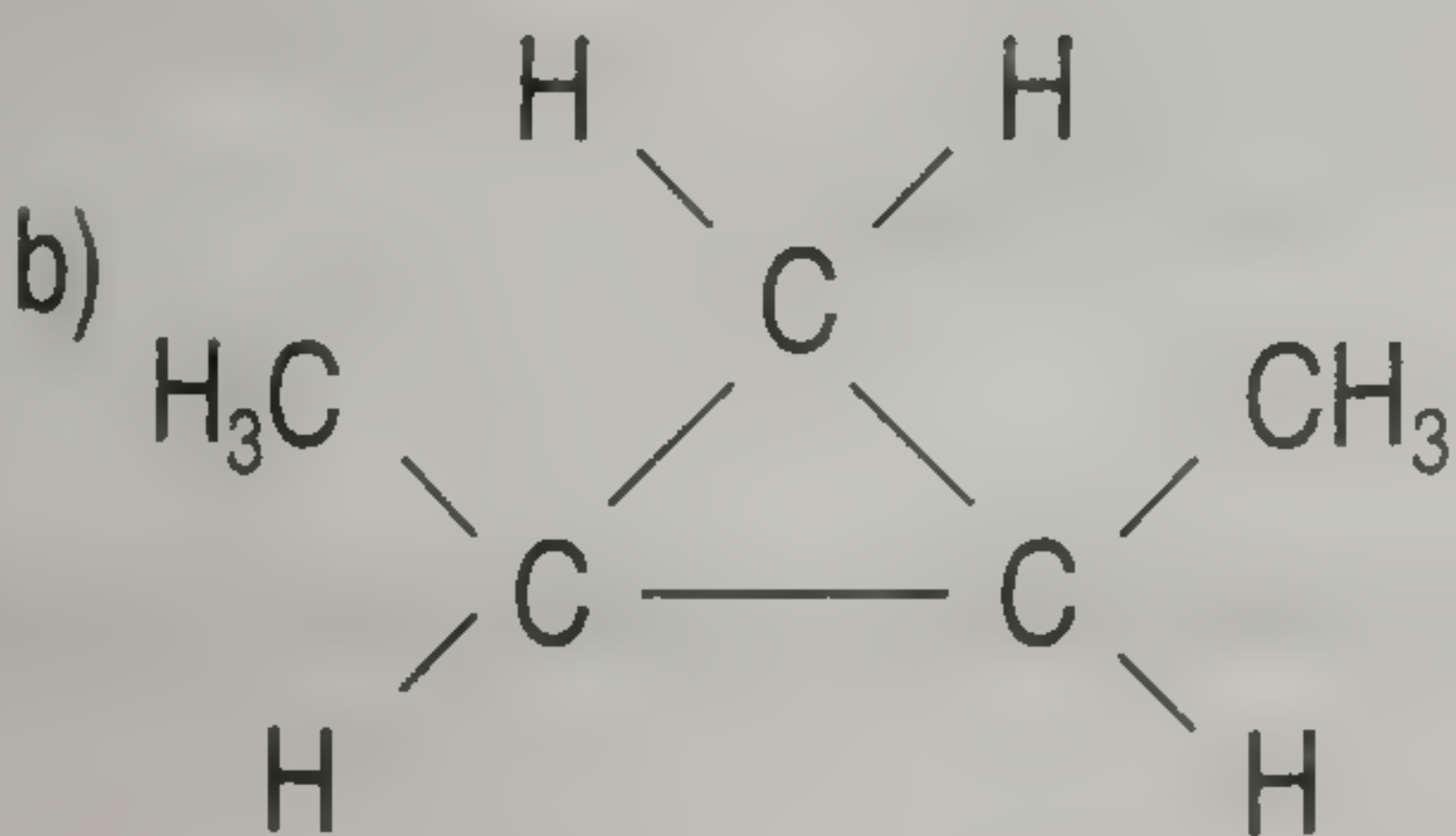
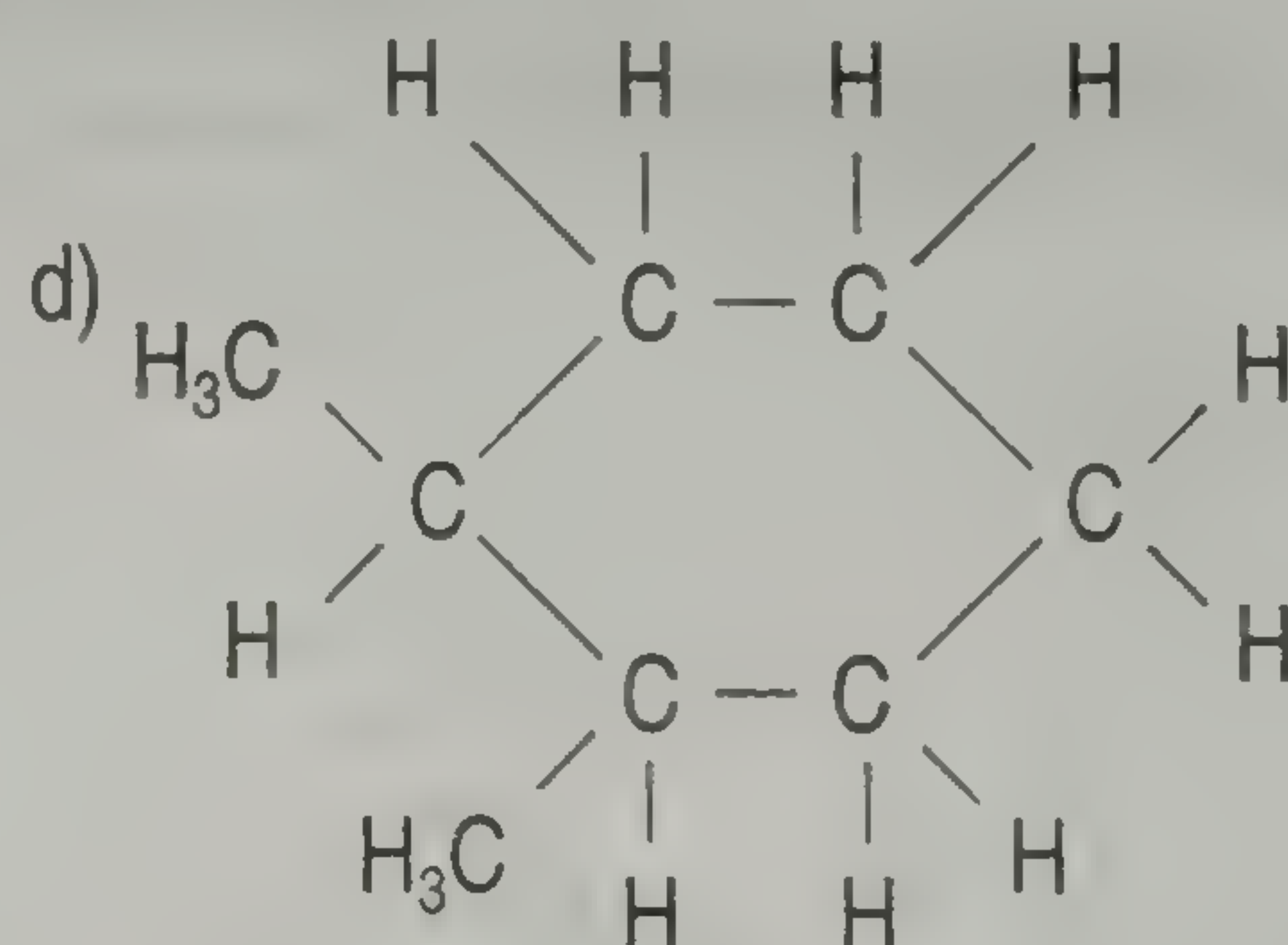
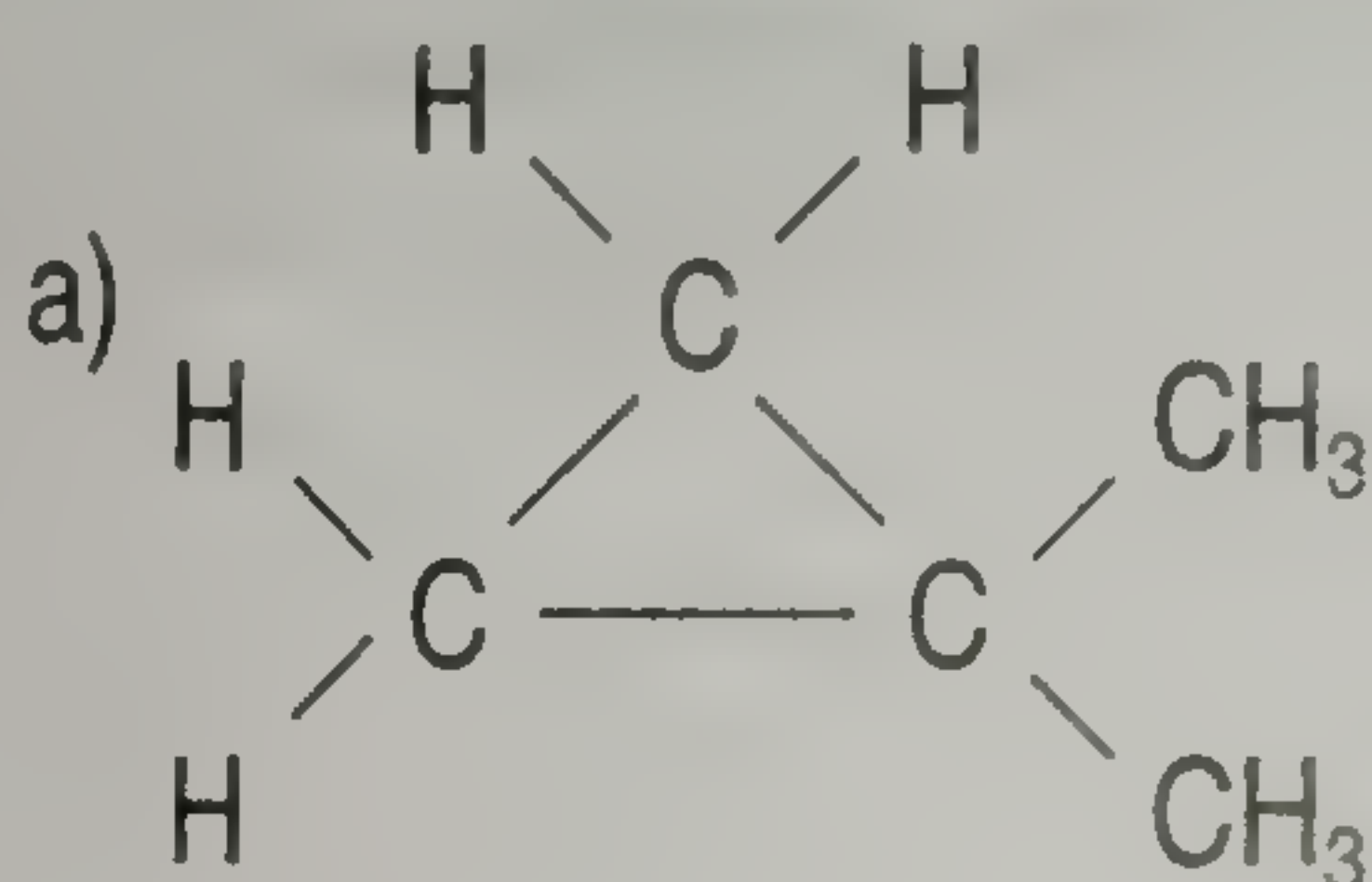
b) Os compostos II e III são isômeros geométricos.

c) O composto II é o único que apresenta isomeria geométrica.

d) Os compostos III e IV são os únicos que apresentam isomeria geométrica.

e) Todos os compostos apresentam isomeria geométrica.

9. Dos compostos abaixo, assinale os que possuem isômeros cis-trans:



10. (Fuvest-SP) Quantos isômeros estruturais e geométricos, considerando também os ciclos, de fórmula molecular C_3H_5Cl são previstos?

a) 2

c) 4

e) 7

b) 3

d) 5

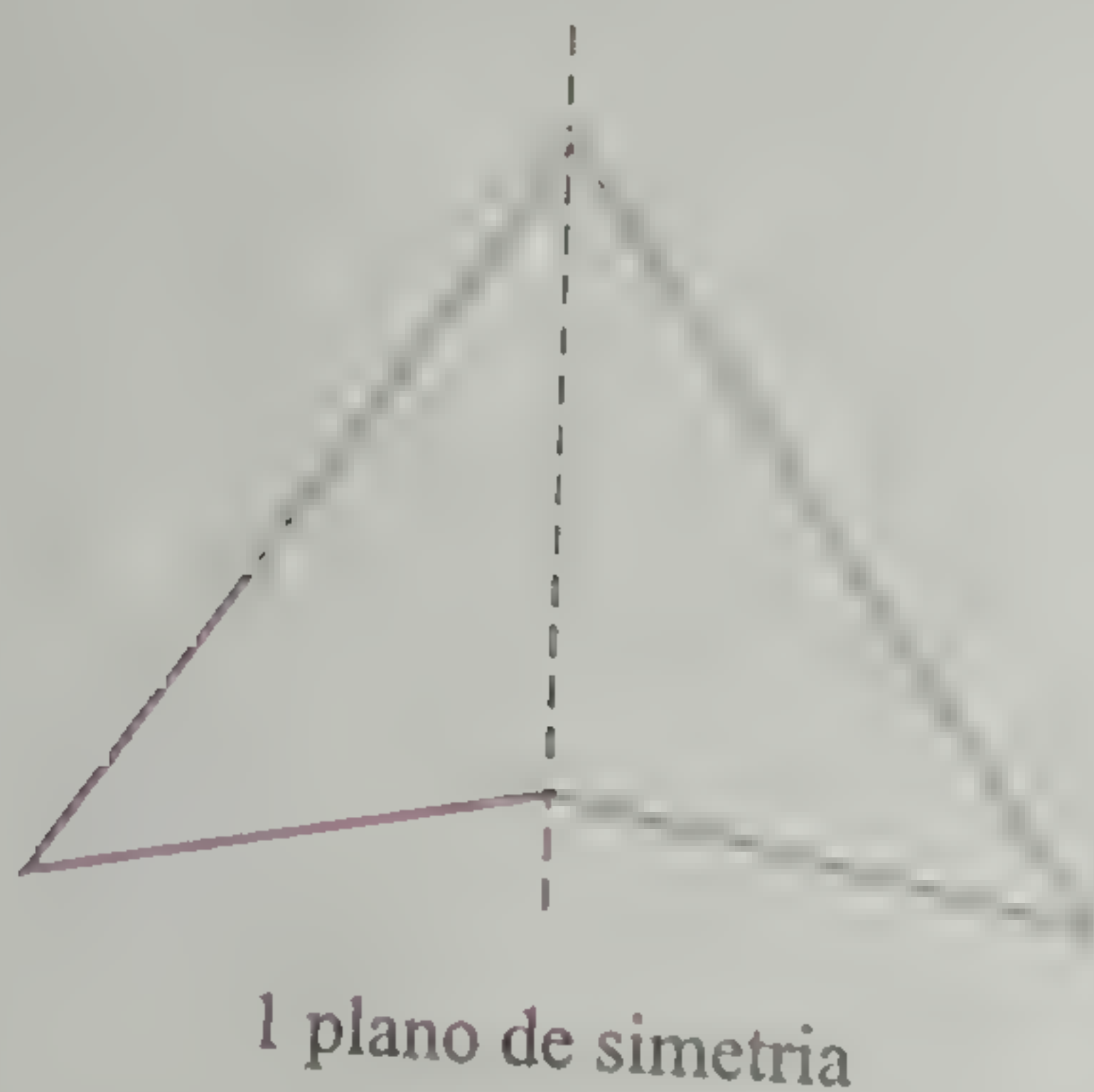
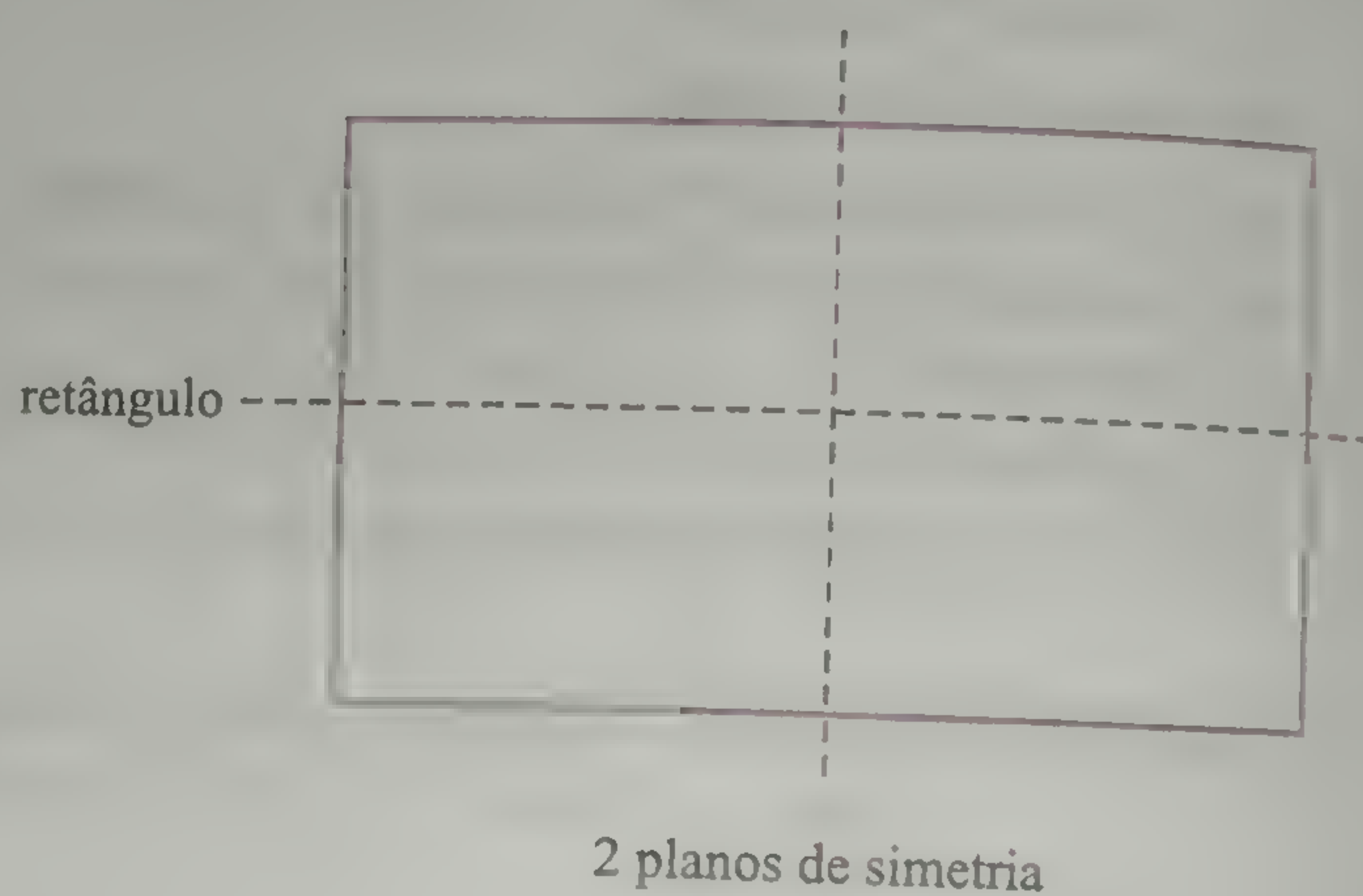
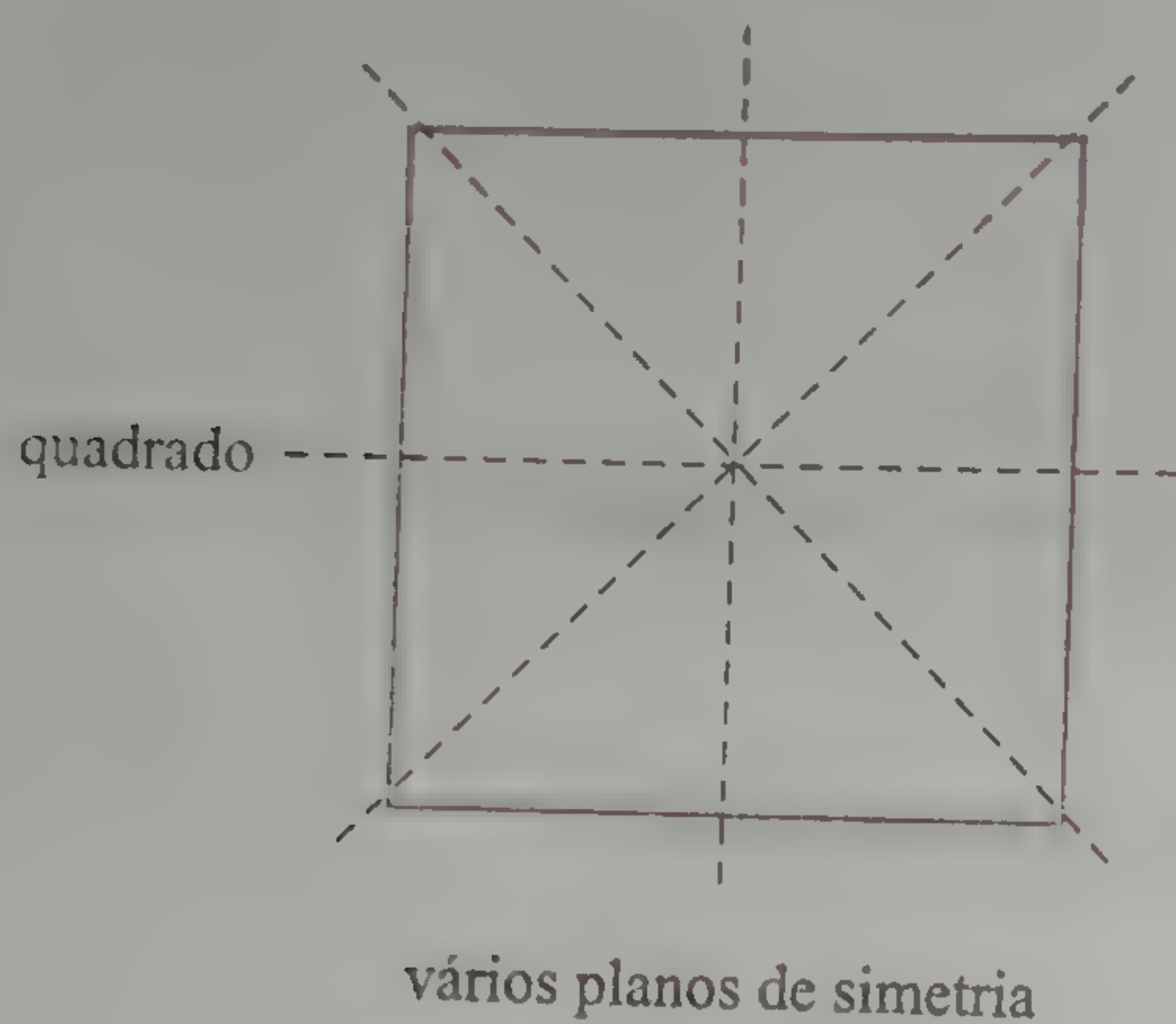
Observação: Considerar como isômeros estruturais os isômeros planos.

Isomeria óptica

Para a compreensão da isomeria óptica, torna-se necessário conhecer alguns conceitos de simetria e luz polarizada.

Noções de simetria

Dizemos que uma figura é simétrica quando existe pelo menos um plano que a divide em duas metades, sendo uma a imagem da outra.

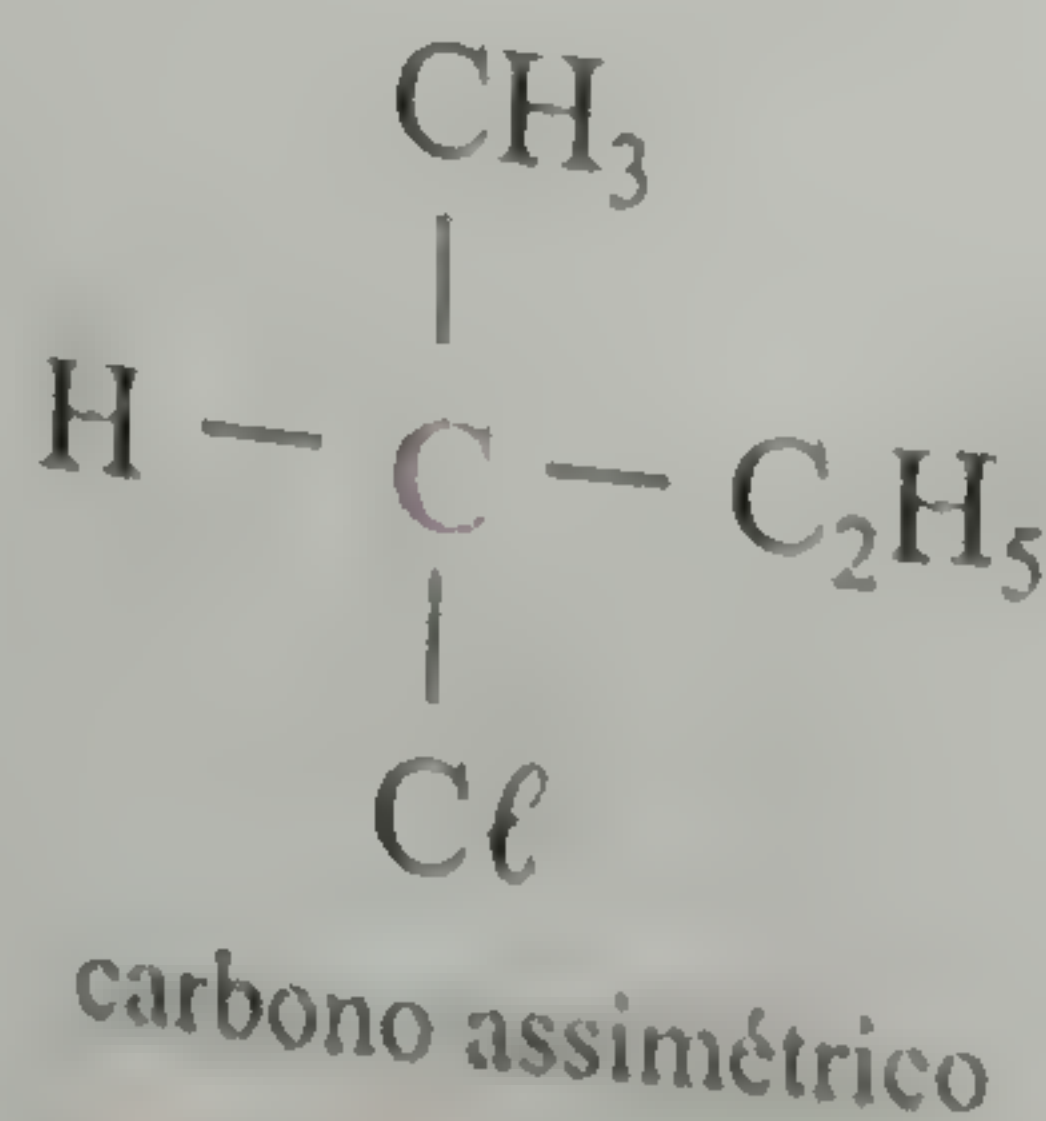
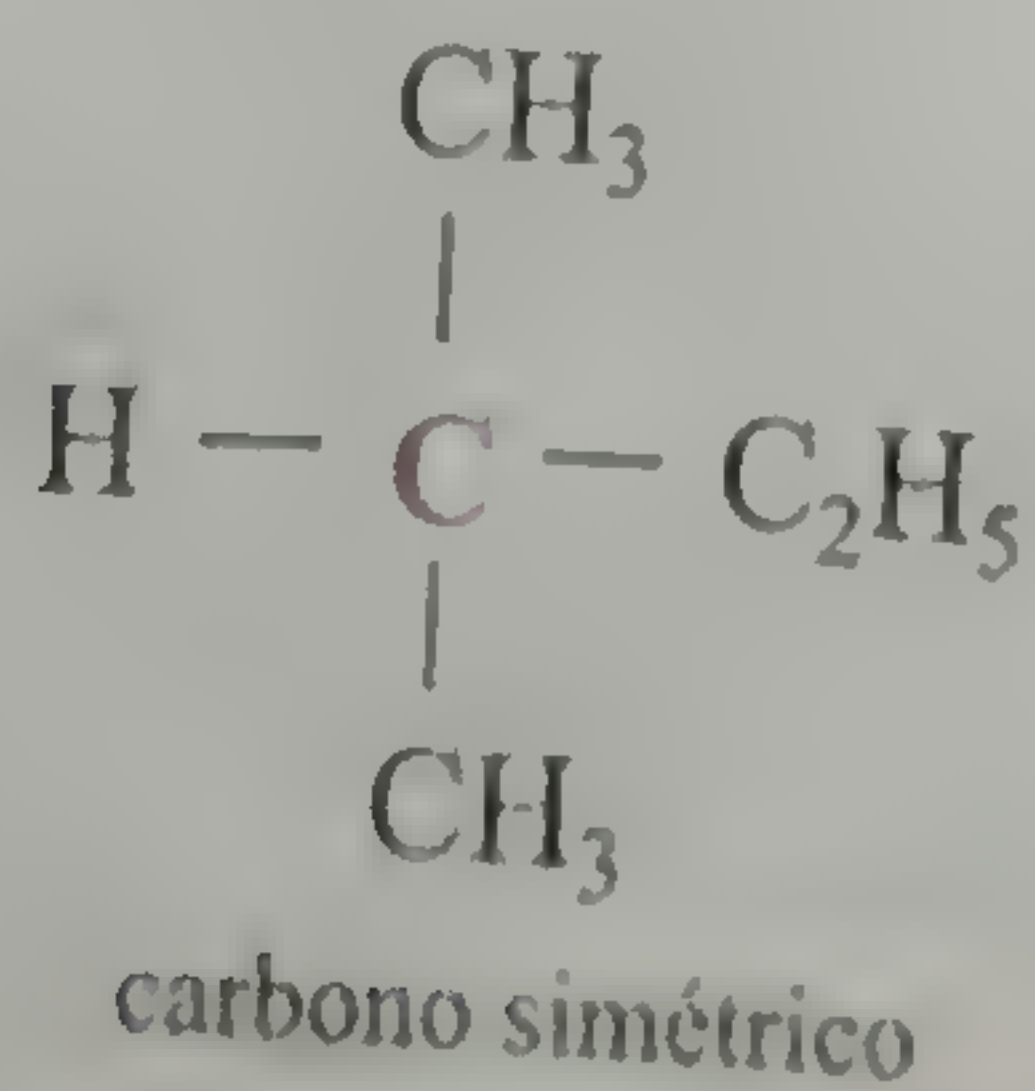


Em cadeias carbônicas, podem-se ter carbonos simétricos ou assimétricos, de acordo com os radicais R_1, R_2, R_3, R_4 a eles ligados.

Quando os quatro radicais forem diferentes entre si, teremos um carbono assimétrico. Se ao menos dois dos radicais forem idênticos, teremos um carbono simétrico.

Exemplos:

Exemplos:



Quando a molécula apresenta o eixo de um espelho plano, podemos comparar essas imagens especulares da outra. (Exemplo na mão esquerda).

$\text{CH}_3(\text{R}_1)$



Observe que não é possível ter o segundo.

Na luz natural, as ondas e
... ao seu eixo de propagação.
... um prisma de Nicol,
... Algumas substâncias, de-
... da luz polarizada:



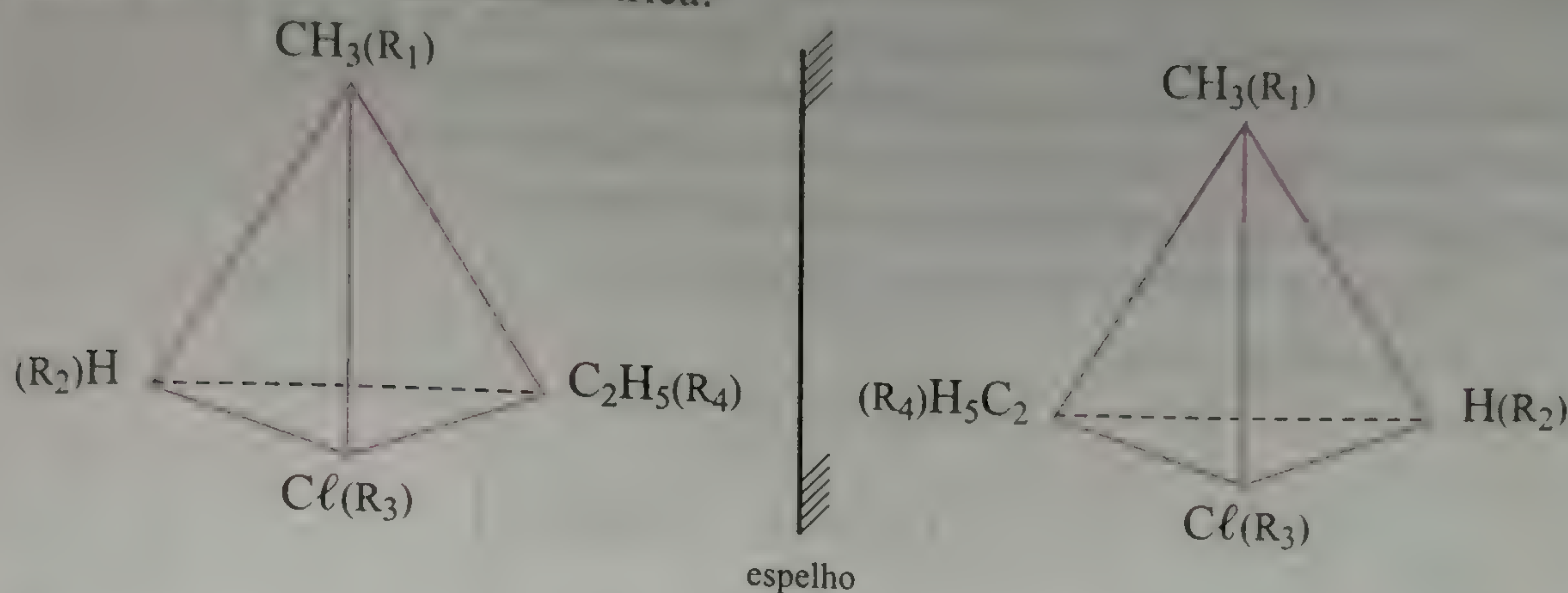
...substância assimétrica
...o que significa
...isômeros, chama
...giro (f). O dex
...giro o faz para
...de substâncias
...morfos

QUÍMICA ORGÂNICA

Quando a molécula apresenta carbono assimétrico, ela não possui plano de simetria. Diante de um espelho plano, molécula e imagem não se sobrepõem.

Podemos comparar essas moléculas com o par mão direita - mão esquerda. Uma é a imagem especular da outra. As duas não podem se justapor (é impraticável colocar a luva direita na mão esquerda).

Exemplo de molécula assimétrica:

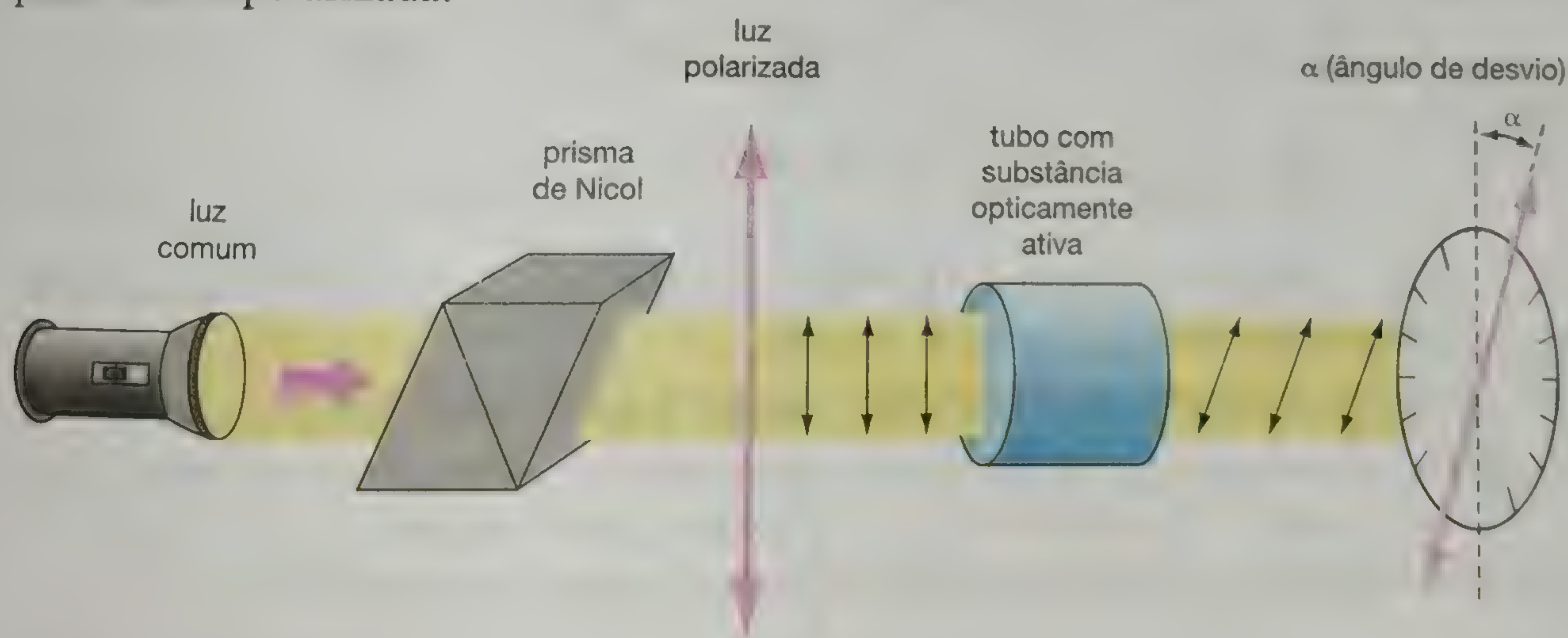


Observe que não é possível fazer o primeiro tetraedro coincidir, por justaposição, com o segundo.

Luz polarizada

Na luz natural, as ondas eletromagnéticas vibram em todas as direções perpendiculares ao seu eixo de propagação. Chama-se luz polarizada aquela que, depois de atravessar um prisma de Nicol, passa a vibrar num só plano.

Algumas substâncias, denominadas opticamente ativas, são capazes de desviar o plano da luz polarizada:



401

Isomeria óptica

Toda substância assimétrica apresenta isomeria óptica, isto é, desvia o plano da luz polarizada, o que significa que é opticamente ativa.

Um dos isômeros, chamado dextrógiro (d), é a imagem especular do outro, denominado levógiro (ℓ). O dextrógiro desvia o plano da luz polarizada para a direita, enquanto o levógiro o faz para a esquerda.

O par de substâncias isômeras d (+) e ℓ (-) constitui um par de antípodas ópticos ou enantiomorfos e desviam o plano da luz polarizada do mesmo ângulo.

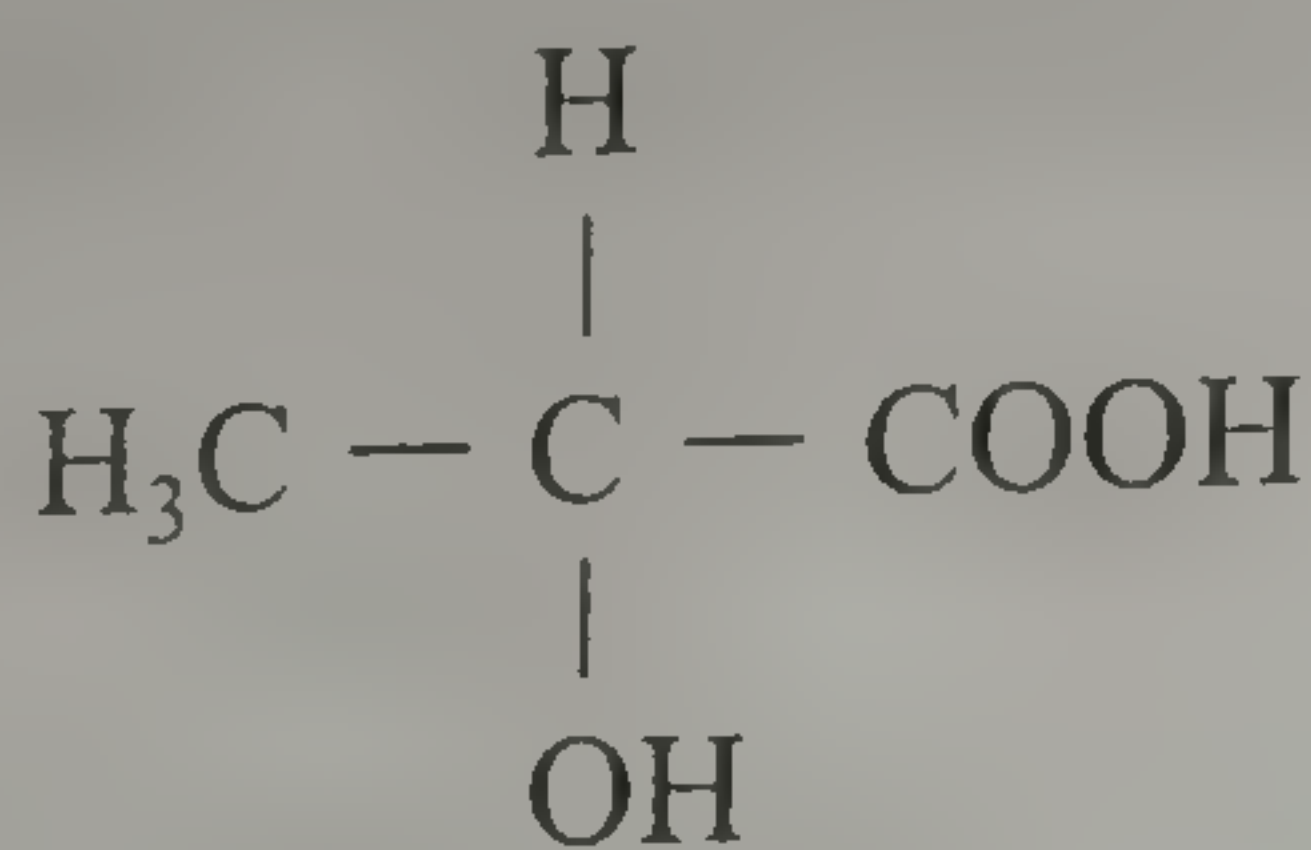
Assim, por exemplo, são conhecidos dois ácidos lácticos, o ácido láctico obtido do suco da carne, que desvia o plano da luz polarizada para o sentido horário (+), e o ácido láctico que o desvia para o sentido anti-horário (-), que pode ser obtido a partir do leite azedo.

Esses dois compostos apresentam as mesmas propriedades físicas e diferem apenas no sentido de rotação do plano da luz polarizada.

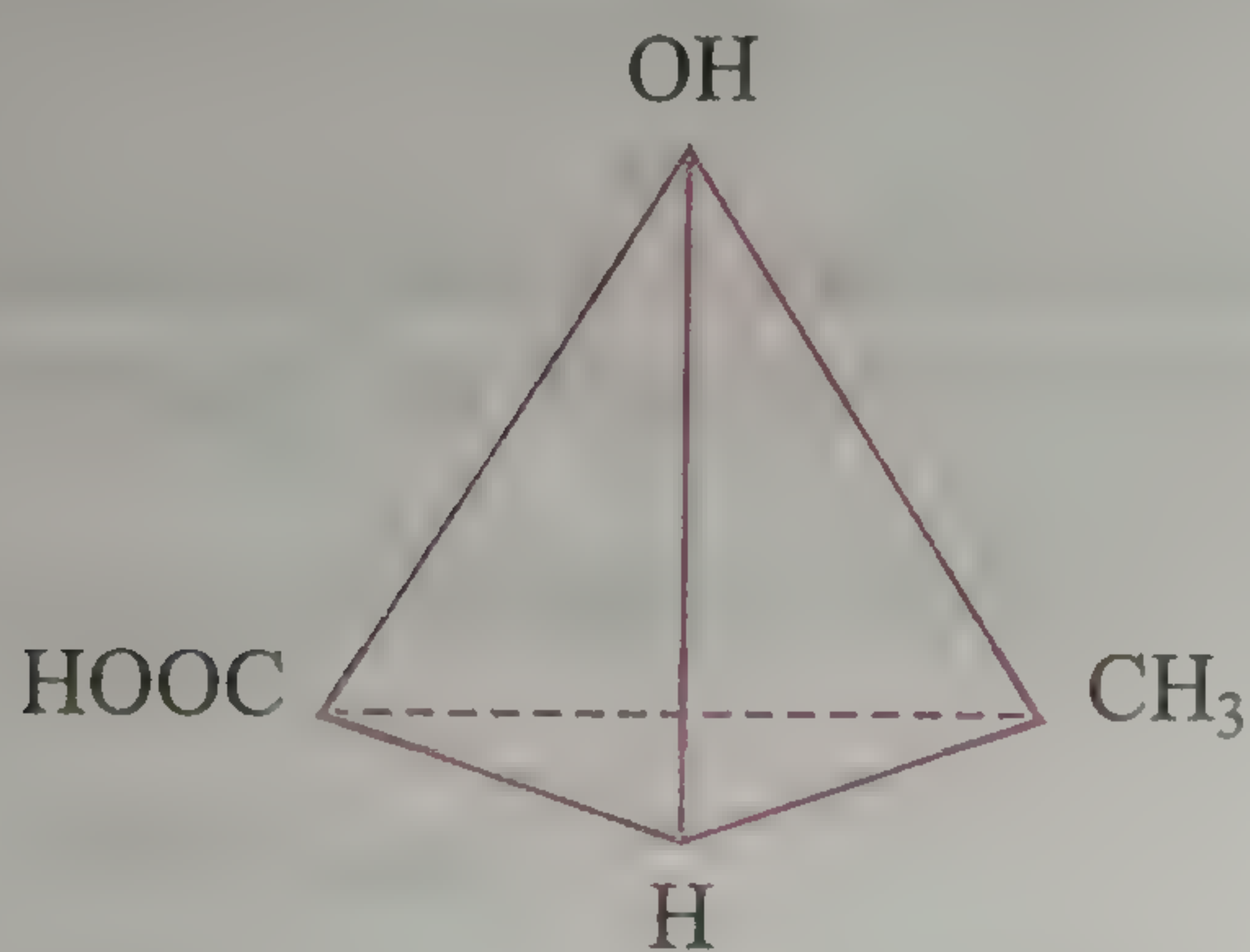
Ao se sintetizar o ácido láctico em laboratório, obtém-se uma mistura em partes iguais dos dois ácidos que não apresenta atividade óptica e é denominada mistura racêmica. Para se obter um dos ácidos, são usadas bactérias que atacam apenas uma das estruturas. Podem-se usar também processos químicos.

Os ácidos lácticos são assim representados:

Fórmula estrutural:

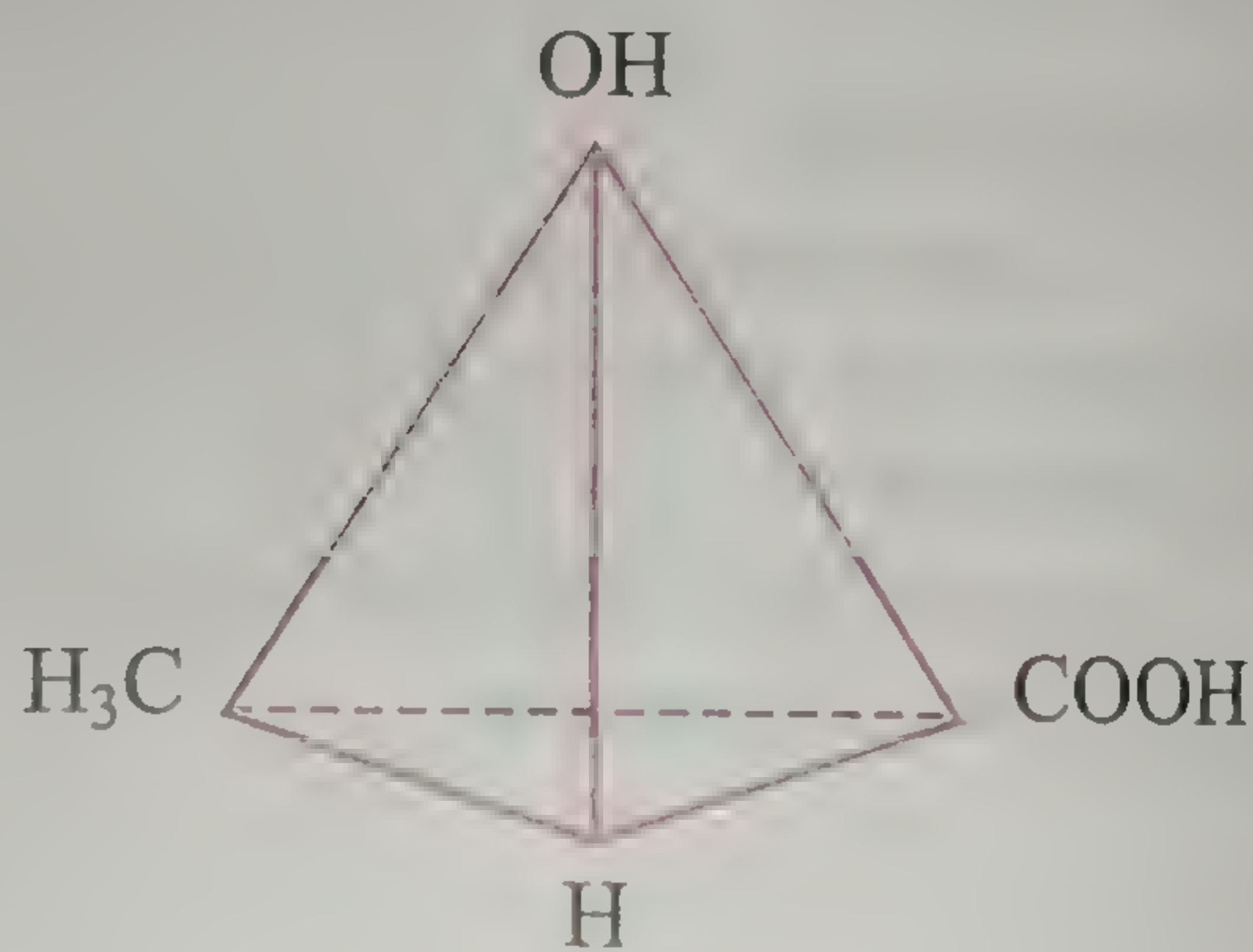


Fórmulas espaciais:



ácido láctico-d

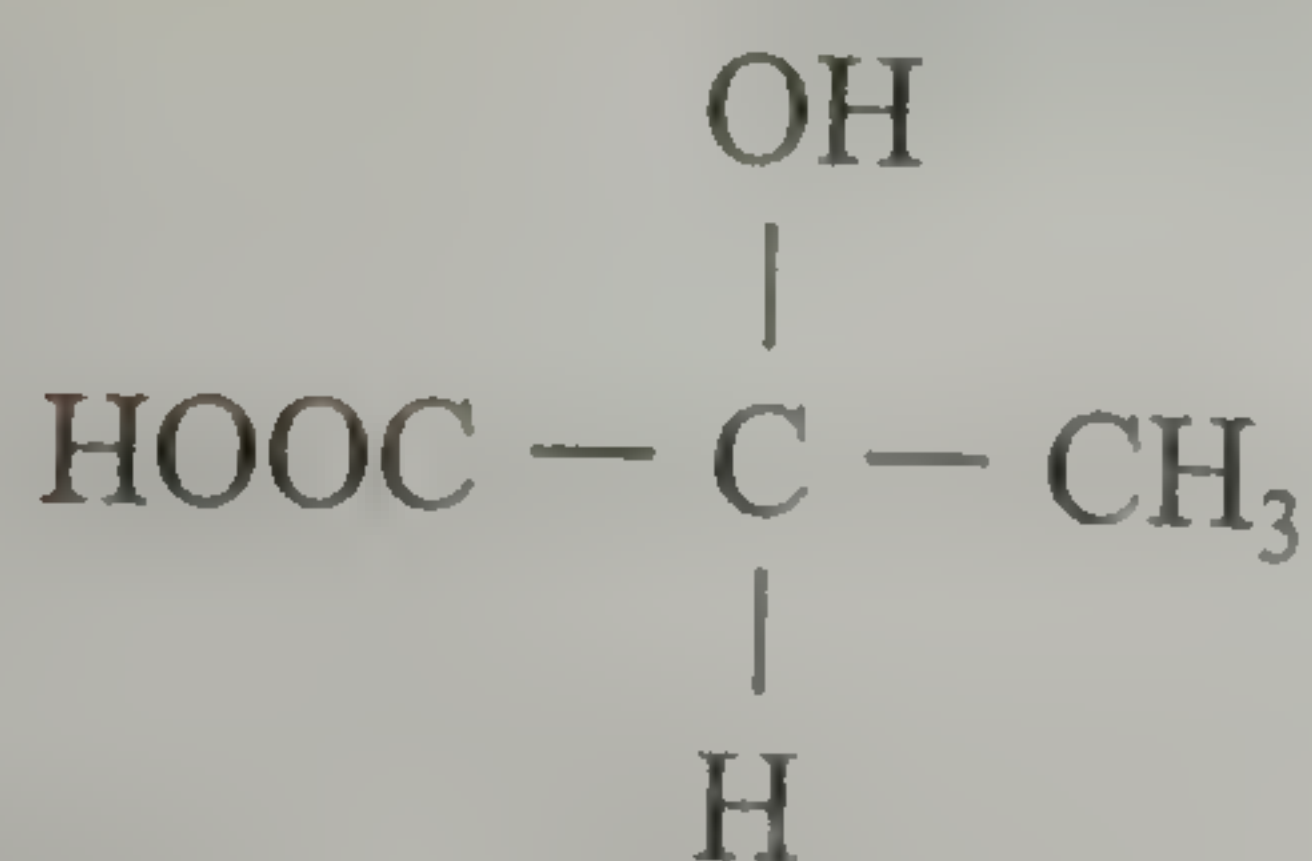
espelho plano



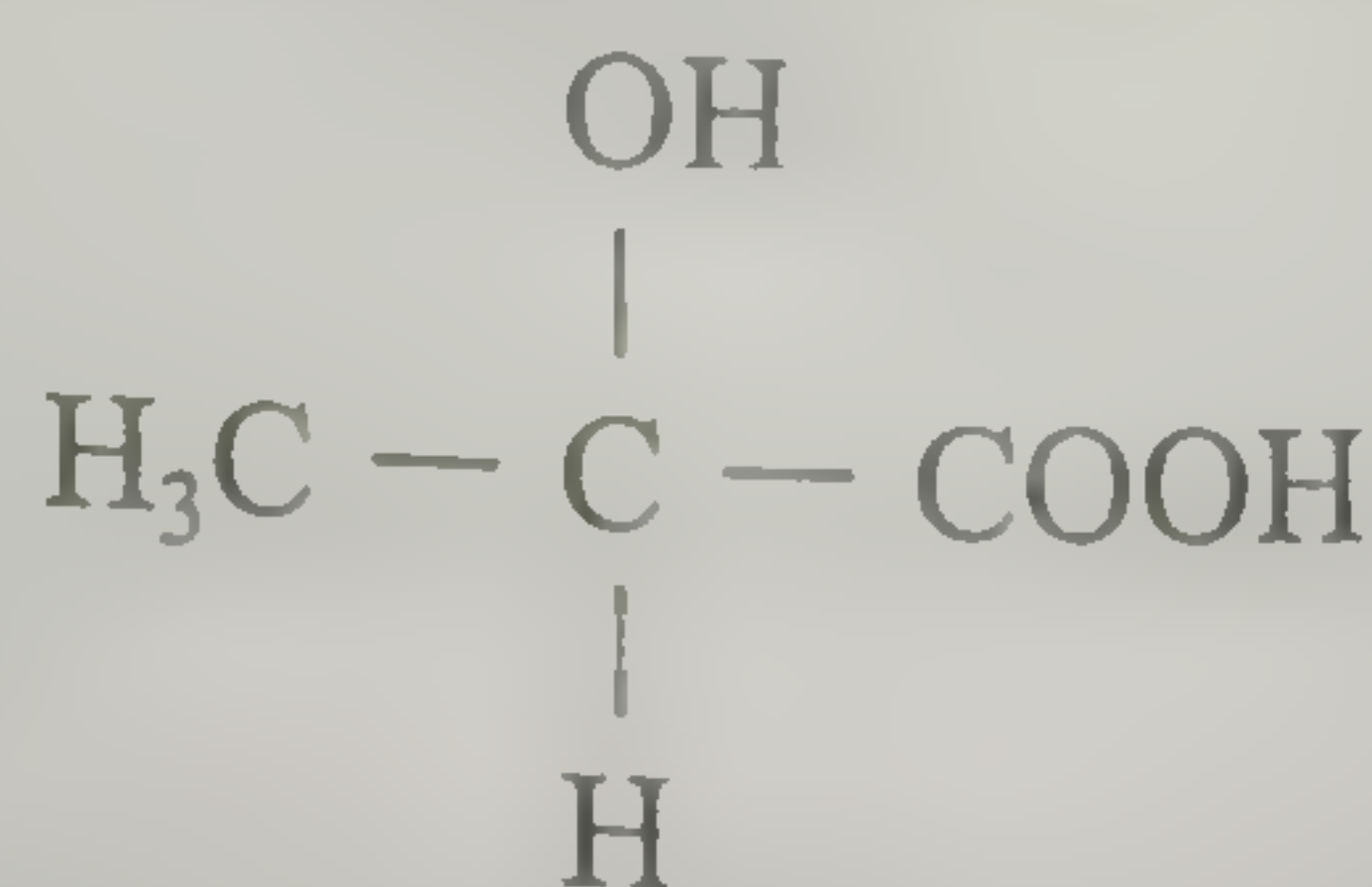
ácido láctico-l

A representação das fórmulas é obtida imaginando-se um espelho plano, de modo que uma das fórmulas seja a imagem da outra.

Podemos também representar esses isômeros da seguinte forma:

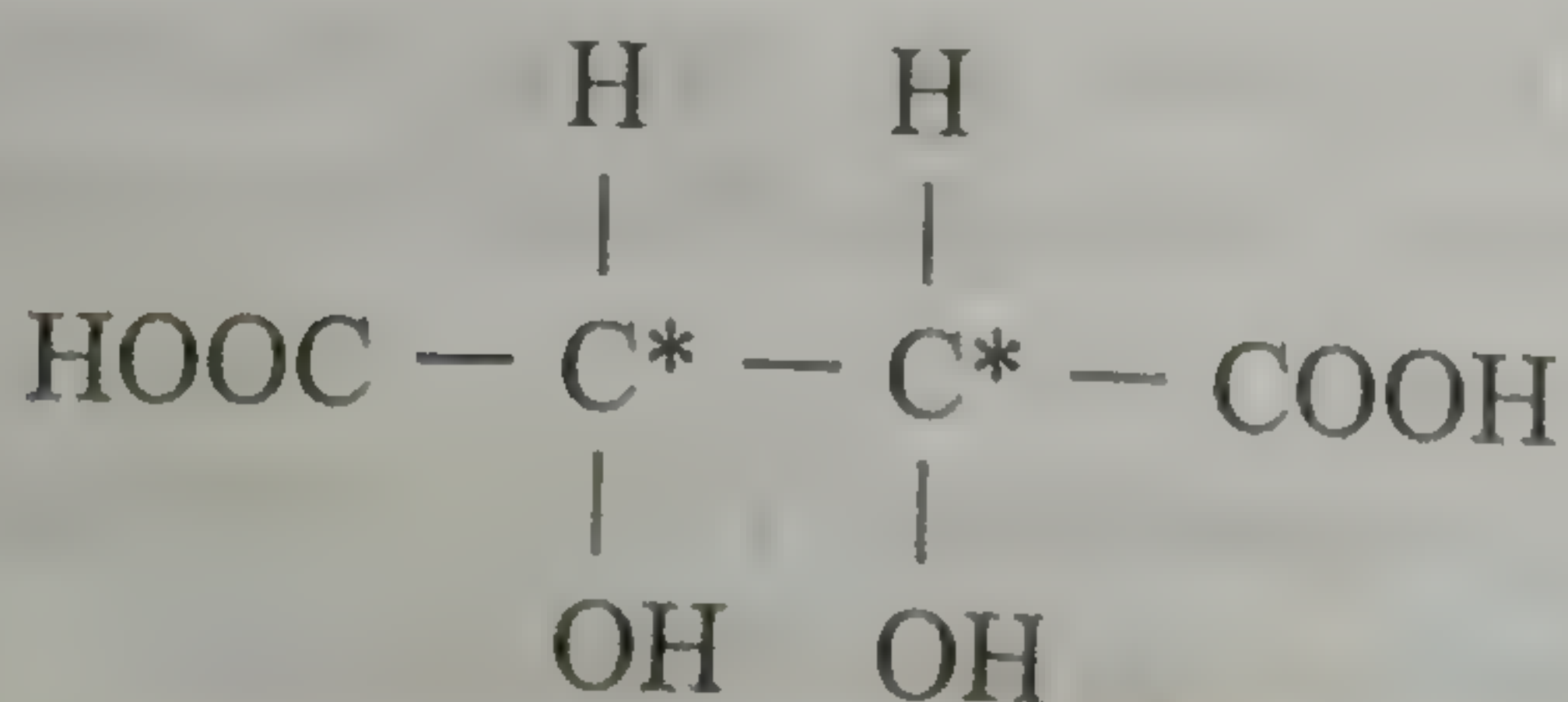


espelho plano



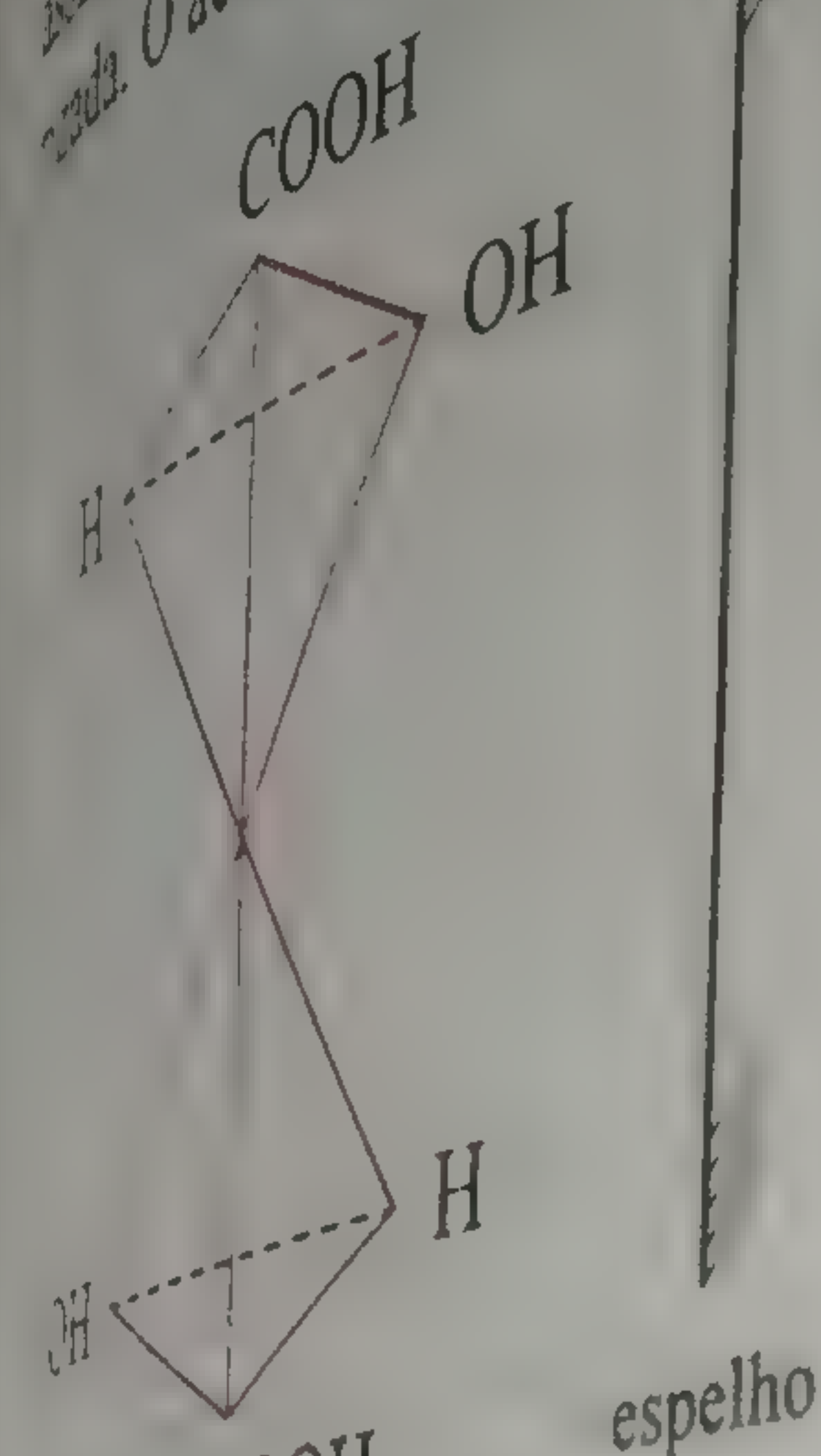
• Isômeros ópticos com dois carbonos assimétricos idênticos

Ocorre, por exemplo, nos ácidos tartáricos:



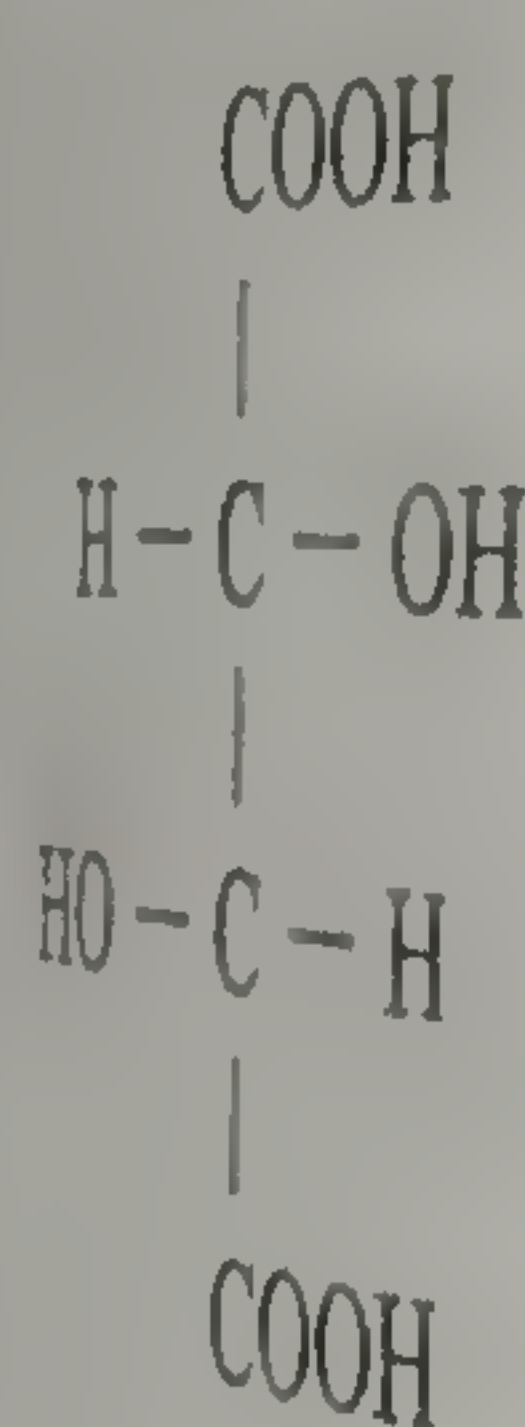
C* = carbonos assimétricos

Os dois carbonos assimétricos radicais. Os isômeros são: ácido tartárico dextrógiro; ácido tartárico levógiro; ácido mesotartárico; ácido tartárico racêmico. Há dois isômeros ativos, e há dois isômeros inativos. O ácido mesotartárico é inativo.



ácido d-tartárico

Podemos representar esses isômeros da seguinte forma:



espelho

O ácido tartárico racêmico é a mistura dos ácidos d e l, sendo também inativo por compensação interna, e a mistura dos quatro isômeros são constantes físicas:

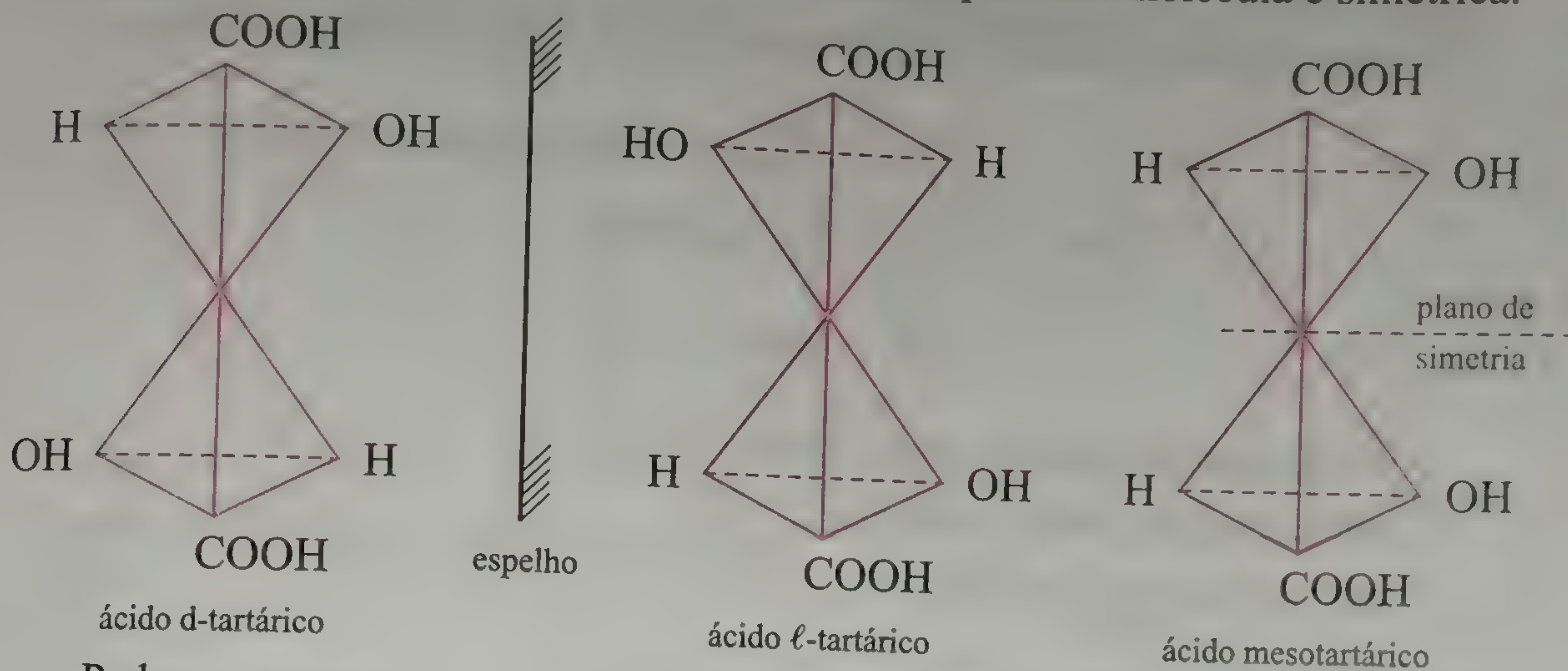
ÁCIDO	PONTO DE FUSÃO	SOLUBILIDADE
ácido d-tartárico	170 °C	100 g/100 ml
ácido l-tartárico	170 °C	100 g/100 ml
ácido mesotartárico	236 °C	100 g/100 ml
ácido tartárico racêmico	206 °C	100 g/100 ml

QUÍMICA ORGÂNICA

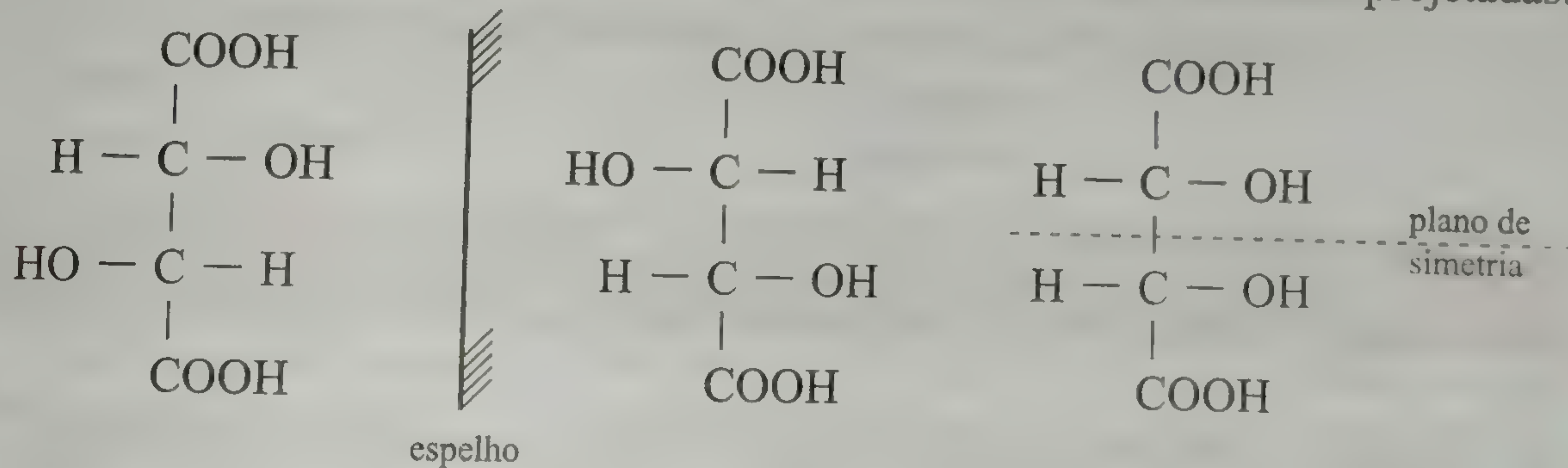
Os dois carbonos assimétricos são idênticos pelo fato de estarem ligados aos mesmos radicais. Os isômeros ópticos existentes são:

- ácido tartárico dextrógiro (d);
- ácido tartárico levógiro (ℓ);
- ácido mesotartárico;
- ácido tartárico racêmico (dℓ).

Há dois isômeros ativos, o dextrógiro e o levógiro, que apresentam moléculas assimétricas. Há dois isômeros inativos, ou seja, que não desviam o plano da luz polarizada. O ácido mesotartárico é um isômero inativo, pois sua molécula é simétrica.



Podemos representar esses isômeros por meio de fórmulas estruturais projetadas:



O ácido tartárico racêmico é formado de uma mistura, em partes iguais, dos ácidos tartáricos *d* e *ℓ*, sendo também inativo. Dizemos que o isômero *meso* é inativo por *compensação interna*, e a mistura racêmica, por *compensação externa*.

Os quatro isômeros são considerados substâncias distintas por apresentarem diferentes constantes físicas:

ÁCIDO TARTÁRICO	PONTO DE FUSÃO	SOLUBILIDADE EM 100 g DE ÁGUA	DENSIDADE (g/mL)	PODER ROTATÓRIO EM SOLUÇÃO AQUOSA
Dextrógiro	170 °C	139 g	1,76	+12°
Levógiro	170 °C	139 g	1,76	-12°
Racêmico	206 °C	20,6 g	1,69	inativo
Meso	140 °C	125 g	1,67	inativo

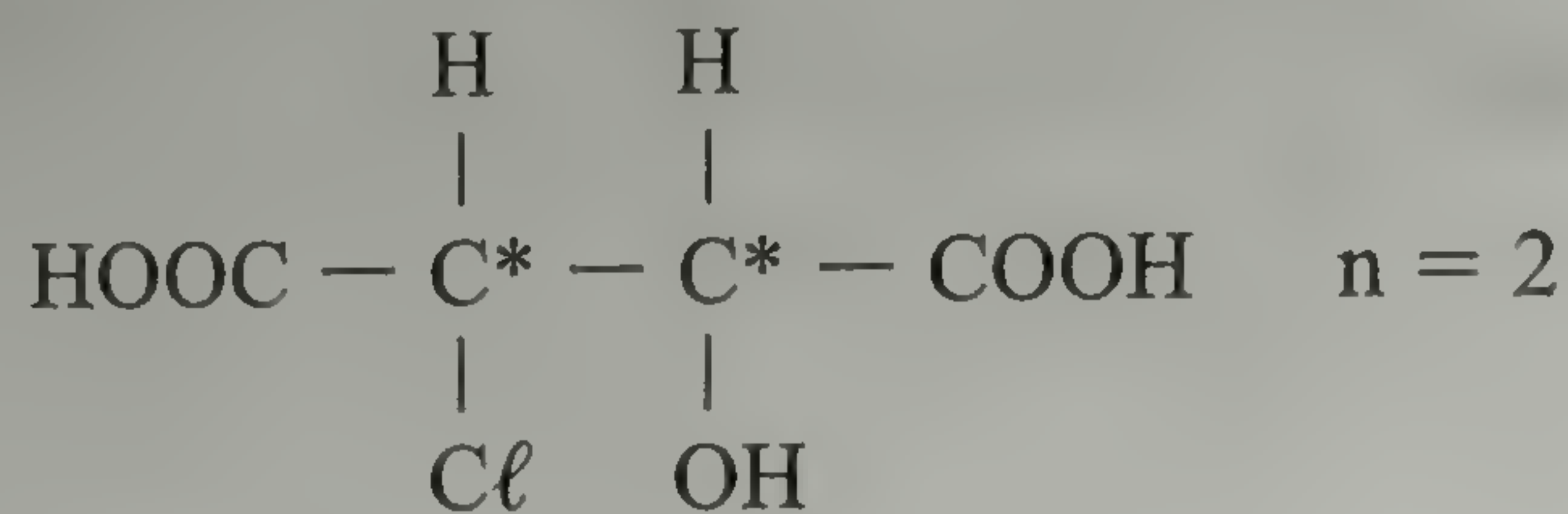
• **Determinação do número de isômeros ópticos com dois ou mais carbonos assimétricos diferentes**

Considerando-se n o número de carbonos assimétricos diferentes, calcula-se o número de isômeros ópticos da seguinte forma:

$$\begin{cases} \text{isômeros opticamente ativos: } 2^n \\ \text{isômeros opticamente inativos: } 2^{(n-1)} \\ \text{(misturas racêmicas)} \end{cases}$$

Exemplo:

Vamos calcular o número de isômeros ópticos, com a fórmula plana:

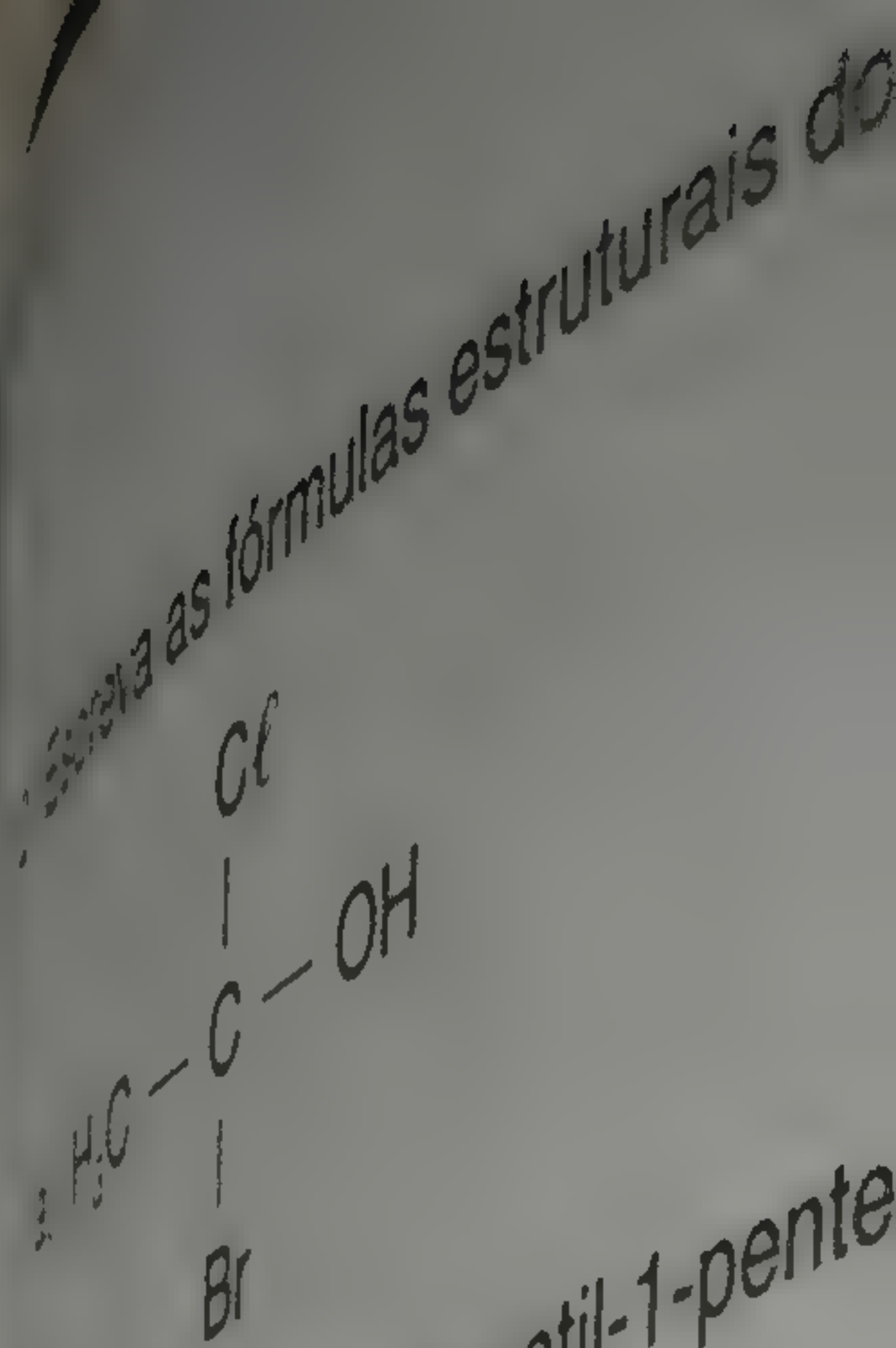


$$\begin{cases} \text{isômeros opticamente ativos: } 2^2 = 4 \\ \text{isômeros opticamente inativos: } 2^1 = 2 \\ \text{total de isômeros ópticos: } 4 + 2 = 6 \end{cases}$$

EXERCÍCIOS

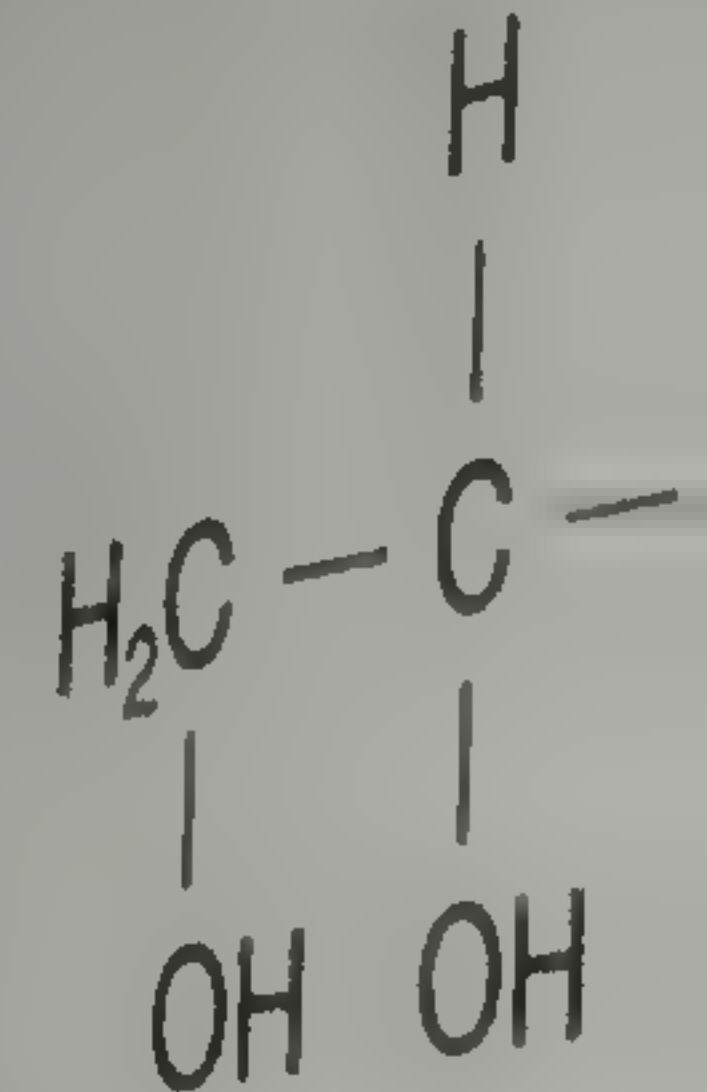
11. Considere os compostos relacionados abaixo e assinale os carbonos assimétricos:

- a) $\text{H}_3\text{C} - \underset{\text{H}_2}{\text{C}} - \underset{\text{H}_2}{\text{C}} - \text{CH}_3$
- b) $\text{H}_3\text{C} - \underset{\text{CH}_3}{\overset{\text{H}}{\text{C}}} - \underset{\text{H}_2}{\text{C}} - \text{CH}_3$
- c) $\text{H}_3\text{C} - \underset{\text{H}}{\overset{\text{C}_2\text{H}_5}{\text{C}}} - \underset{\text{H}_2}{\text{C}} - \underset{\text{H}_2}{\text{C}} - \text{CH}_3$
- d) $\text{HO} - \underset{\text{H}_2}{\text{C}} - \underset{\text{H}}{\overset{\text{CH}_3}{\text{C}}} - \underset{\text{H}_2}{\text{C}} - \text{CH}_3$
- e) $\text{HO} - \underset{\text{H}_2}{\text{C}} - \underset{\text{OH}}{\overset{\text{H}}{\text{C}}} - \underset{\text{OH}}{\overset{\text{H}}{\text{C}}} - \text{CH}_3$
- f) $\text{HOOC} - \underset{\text{Cl}}{\overset{\text{H}}{\text{C}}} - \underset{\text{Cl}}{\overset{\text{H}}{\text{C}}} - \text{COOH}$



1. (FPA) O composto 3-metil-1-penteno apresenta isomeria óptica e de cadeia.
2. apenas isomeria cis-trans e de cadeia.
3. apenas isomeria cis-trans.

4. glicose apresenta a seguinte fórmula



O número de isômeros ópticos é igual a:
a) 8
b) 16
c) 20
d) 24

5. (PUC-RS) O alcano mais simples que apresenta isomeria de cadeia é:
a) 2-buteno.
b) 4-metil-4-etiloctano.
c) 3-metil-hexano.

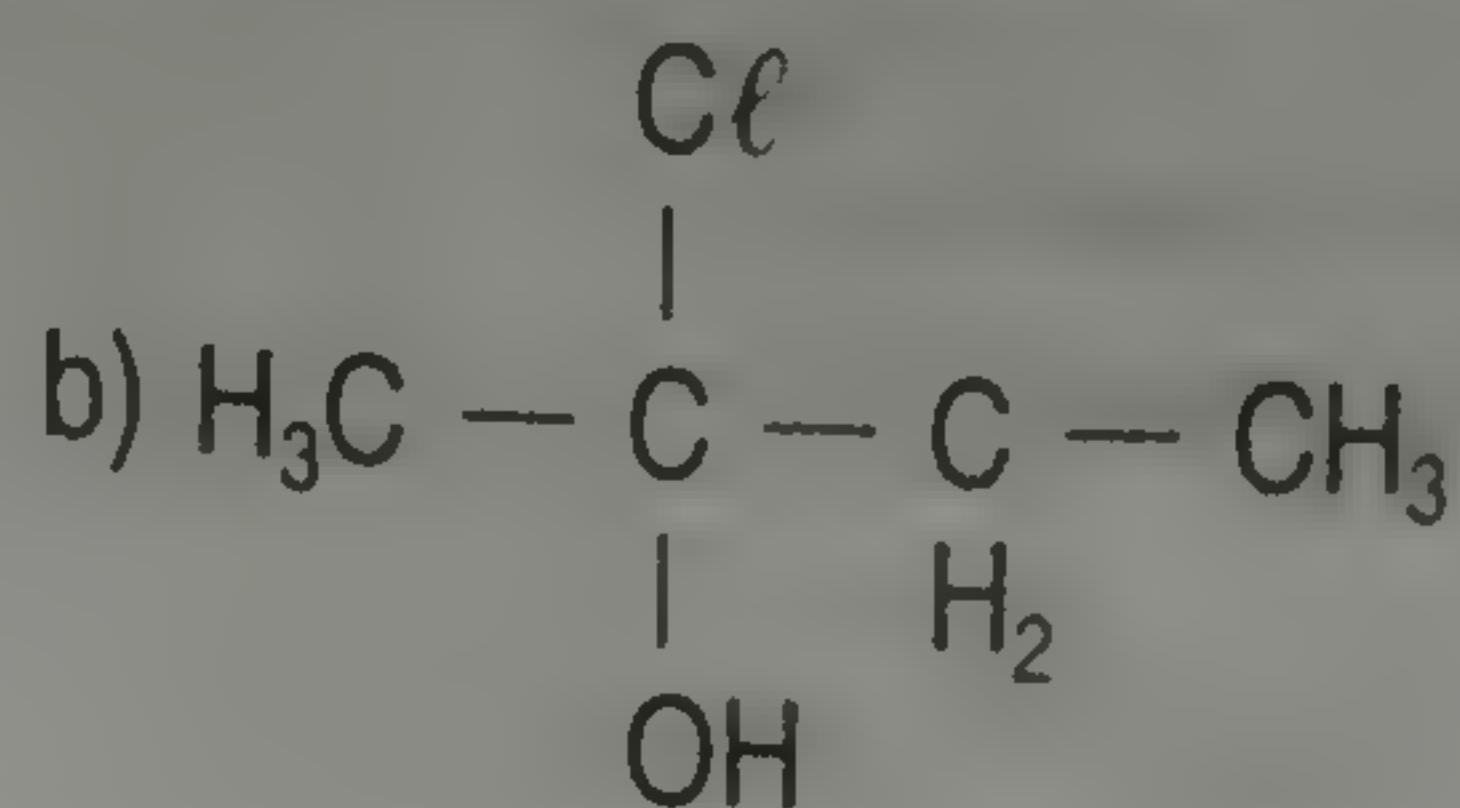
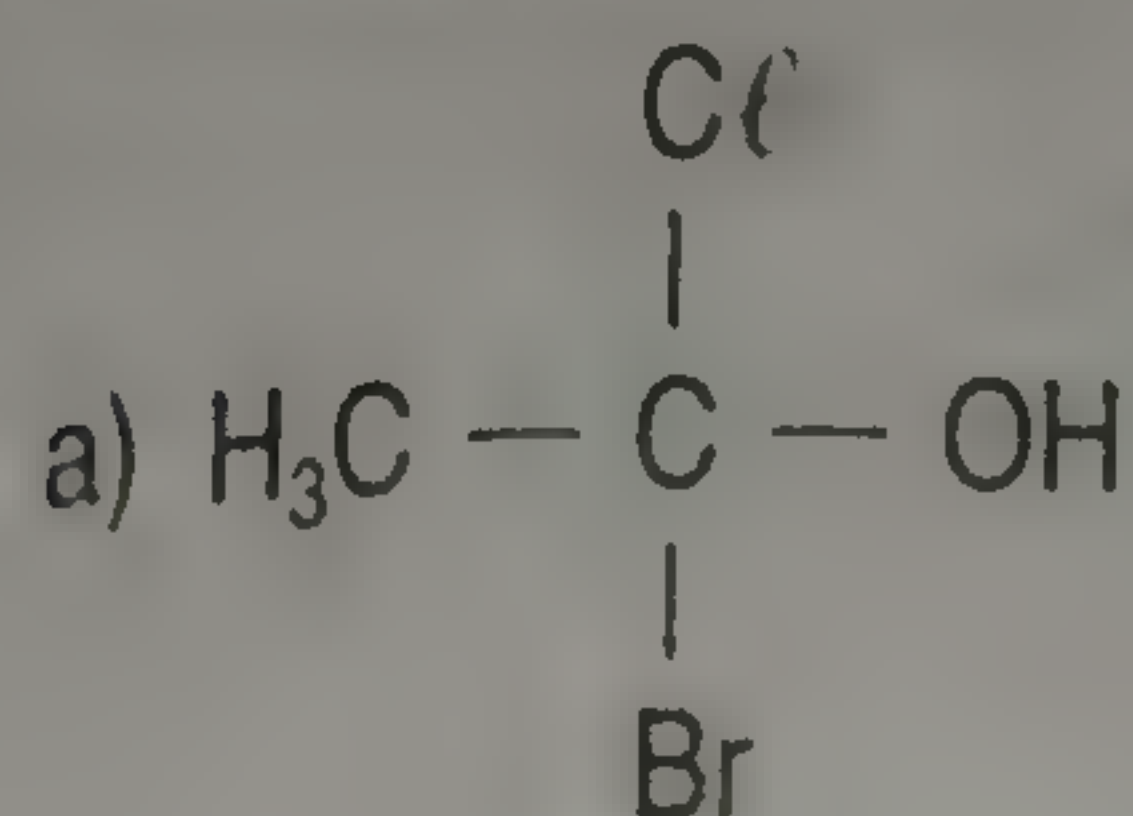
6. (FEM-SP) Um químico de uma indústria de celulose, da casa Produtos Orquim o composto orgânico de fórmula $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$ e o PE 78 °C. O empregado da indústria, ao medir a temperatura de ebulição do produto, constatou que ele apresentava uma temperatura de ebulição diferente da esperada. Por quê?

7. (PUC-RS) Teoricamente, todo ácido carboxílico pode ser esterificado com um álcool. Constitui-se uma exceção a esta regra:
a) metanoico.
b) etanoico.
c) propanoico.
d) butanoico.

8. Um alcano pode ser isômero de:
a) um alcano com o mesmo número de átomos de carbono.
b) um alceno com a mesma fórmula molecular.
c) um alceno com a mesma fórmula molecular.
d) um alceno com a mesma fórmula molecular.

QUÍMICA ORGÂNICA

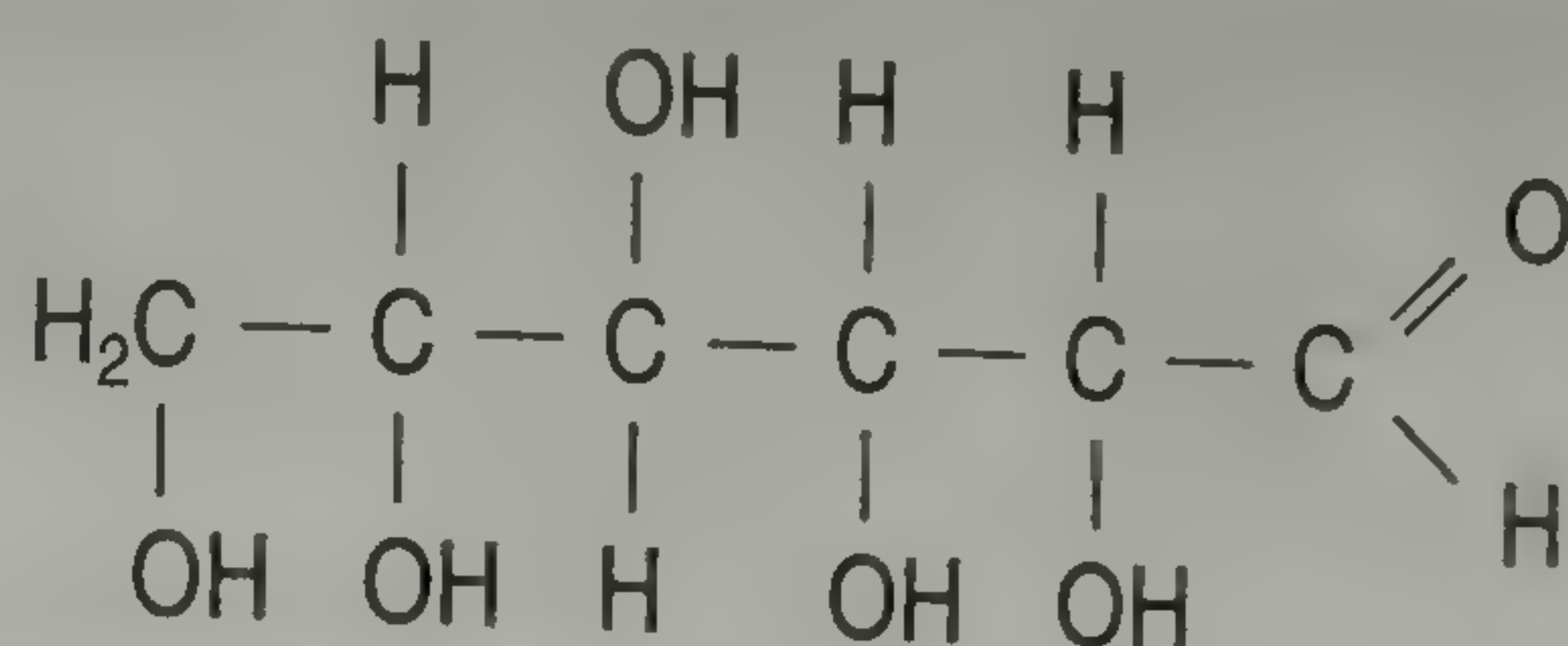
12. Escreva as fórmulas estruturais dos isômeros ópticos (d e l) cujas fórmulas são:



13. (UFPA) O composto 3-metil-1-penteno apresenta:

- a) isomeria óptica e de cadeia. d) apenas isomeria de cadeia.
b) apenas isomeria cis-trans e de cadeia. e) isomeria óptica, cis-trans e de cadeia.
c) apenas isomeria cis-trans.

14. A glicose apresenta a seguinte fórmula estrutural:



O número de isômeros ópticos é igual a:

- a) 8 c) 20 e) 32
b) 16 d) 24

15. (PUC-RS) O alcano mais simples que apresenta isomeria óptica denomina-se:

- a) 2-buteno. d) 2-metilbutano.
b) 4-metil-4-etiloctano. e) isobutano.
c) 3-metil-hexano.

16. (EEM-SP) Um químico de uma indústria pediu a um empregado comum que fosse comprar na casa Produtos Orquim o composto orgânico X, dizendo o nome e escrevendo num papel a fórmula $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$ e o PE 78 °C. O empregado, ao chegar à loja, mostrou ao vendedor somente a fórmula no papel e adquiriu 1,0 L daquela substância. No entanto, no laboratório da indústria, ao medir a temperatura de ebulição, achou 34,6 °C.

- a) Pode a Produtos Orquim ter vendido um composto com fórmula molecular diferente da apresentada?
b) Por quê?

17. (Unisinos-RS) Teoricamente, todo ácido carboxílico apresenta, como isômero funcional, pelo menos um éster. Constitui-se uma exceção a essa regra o ácido:

- a) octanóico. c) etanóico. e) benzoico.
b) propanóico. d) metanóico.

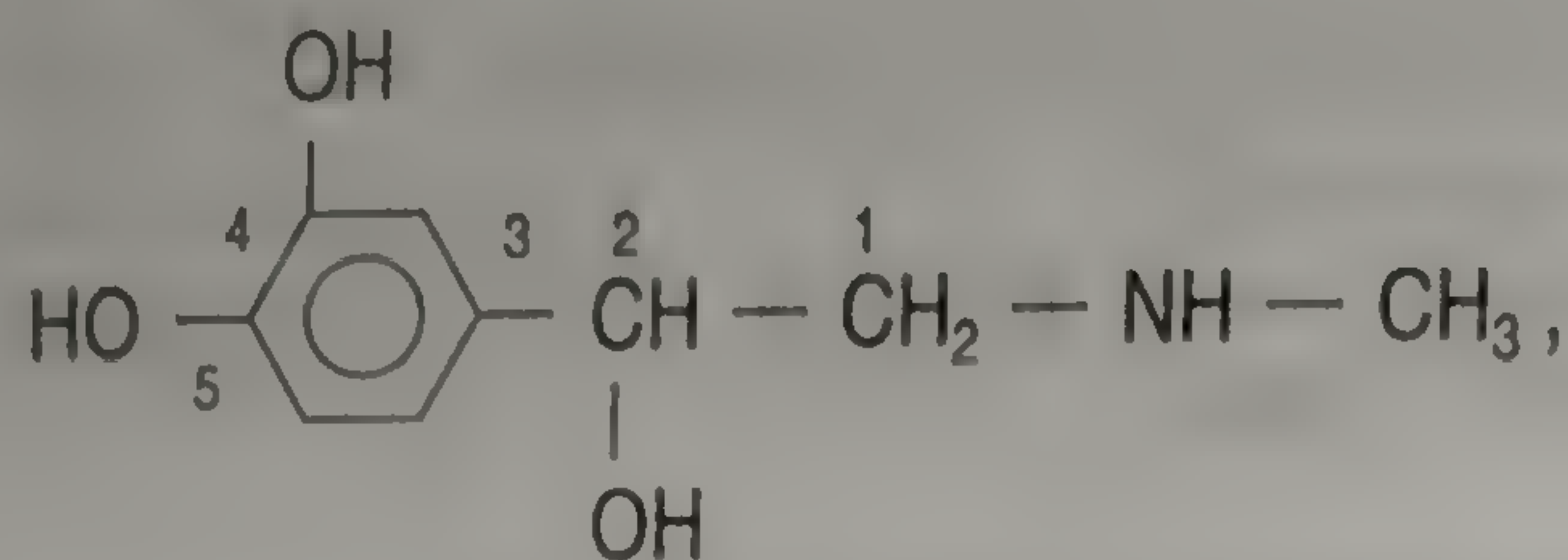
18. (ITA-SP) Um alcano pode ser isômero de:

- a) um alceno com o mesmo número de átomos de carbono.
b) um cicloalcano com a mesma fórmula estrutural.
c) outro alcano de mesma fórmula molecular.
d) um alcino com apenas uma ligação tripla.
e) um alcadieno com o mesmo número de átomos de hidrogênio.

19. (Odonto, Diamantina-MG) Qual a substância que apresenta isomeria geométrica e óptica?

- a) 2-buteno
b) 4-cloro-2-metilpenteno-1
c) 2-metilciclobutanol
d) 2-butanol
e) 2-cloro-2-buteno

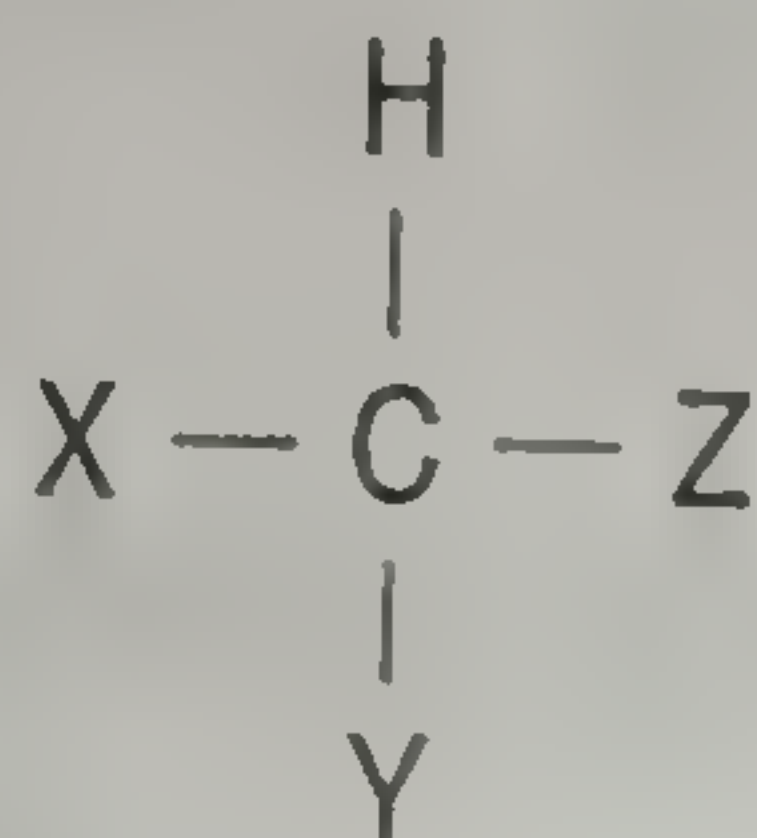
20. (UFRGS) Na fórmula da adrenalina:



que é hormônio e neurotransmissor, o carbono responsável pela isomeria óptica é o de número:

- a) 1
b) 2
c) 3
d) 4
e) 5

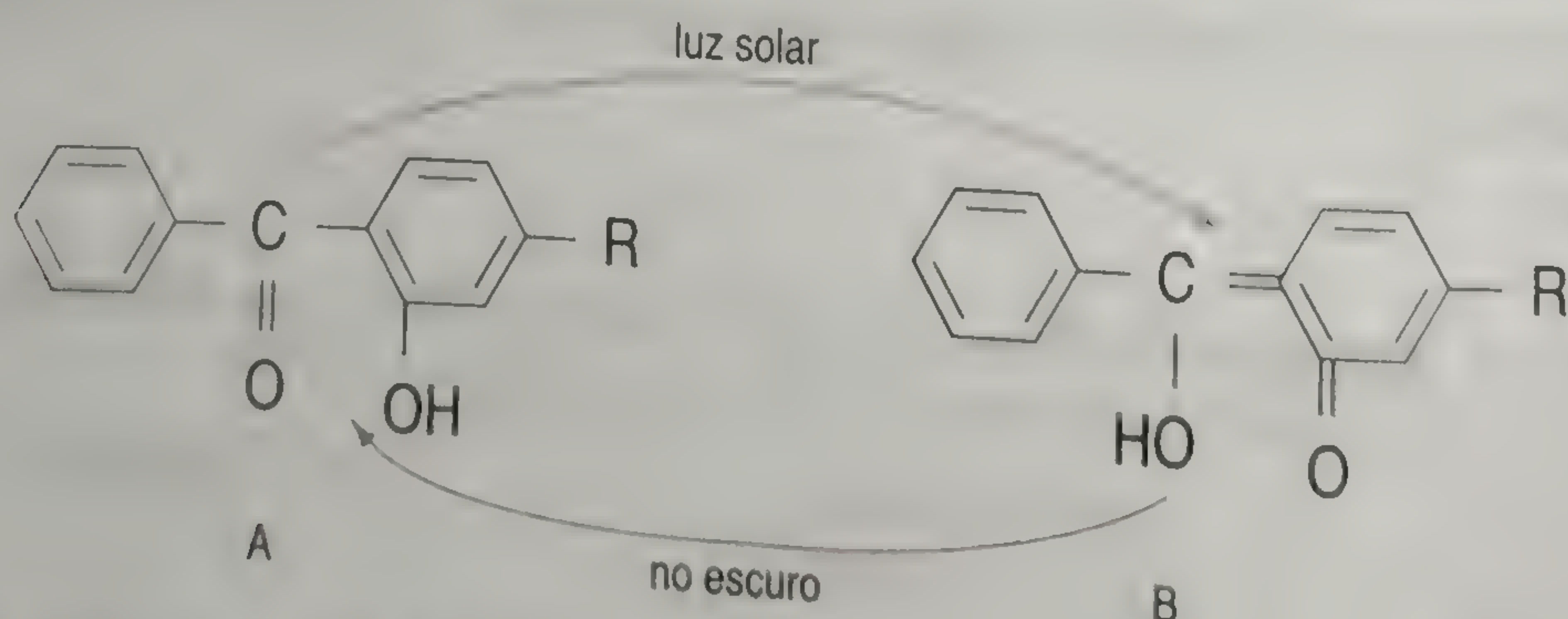
21. (Vunesp-SP) A anfetamina é utilizada ilegalmente como *doping* nos esportes. A molécula de anfetamina tem a fórmula geral:



em que X é um grupo amino, Y é um radical metil e Z é um radical benzil.

- a) Escreva a fórmula estrutural da anfetamina.
b) Qual o tipo de isomeria que ocorre na molécula de anfetamina? Quais são as fórmulas estruturais e como são denominados os isômeros?

22. (Fuvest-SP) A substância A, na presença de luz solar, transforma-se na substância B que, por sua vez, na ausência de luz transforma-se em A.



Pelo esquema acima, pode-se afirmar que:

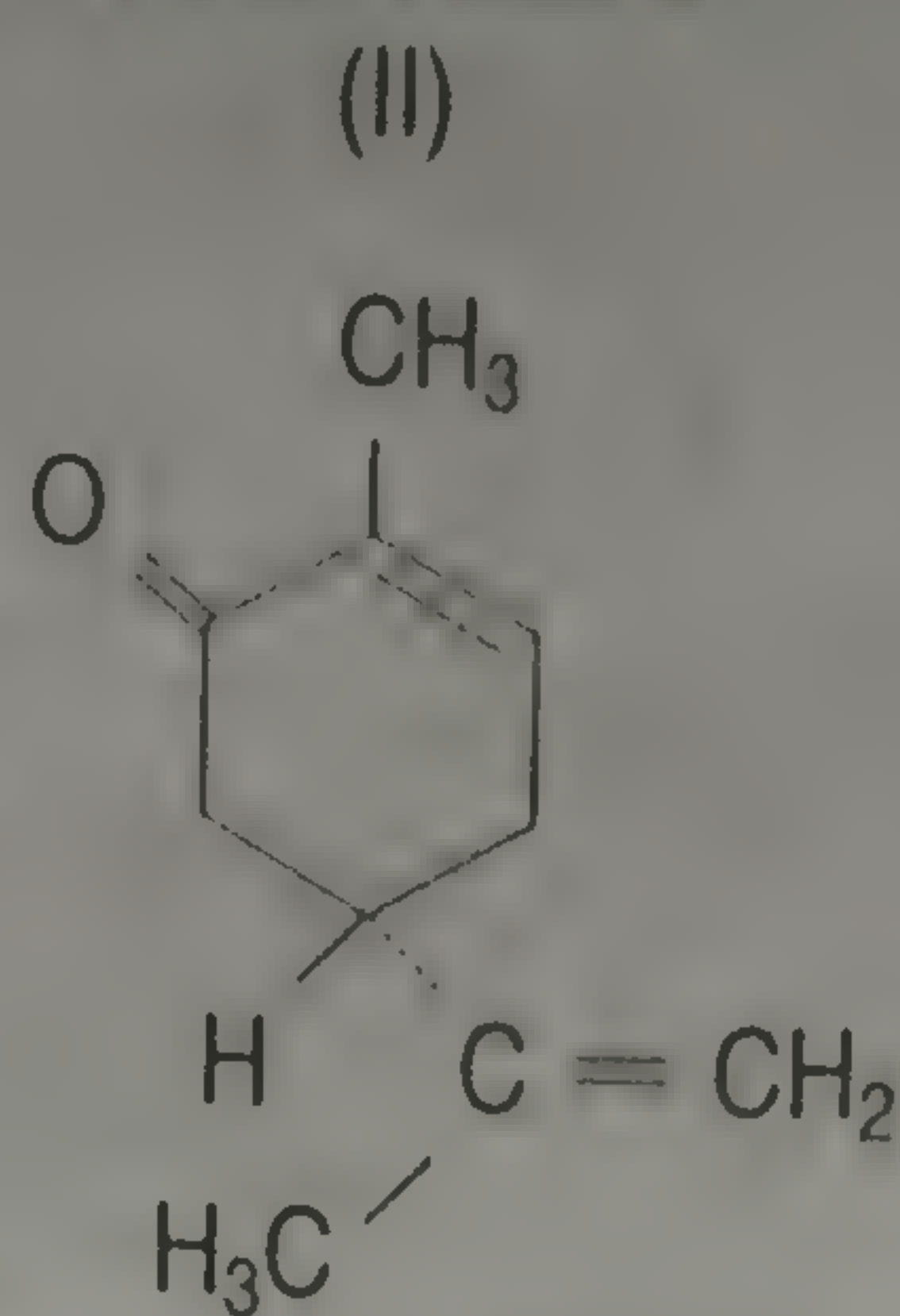
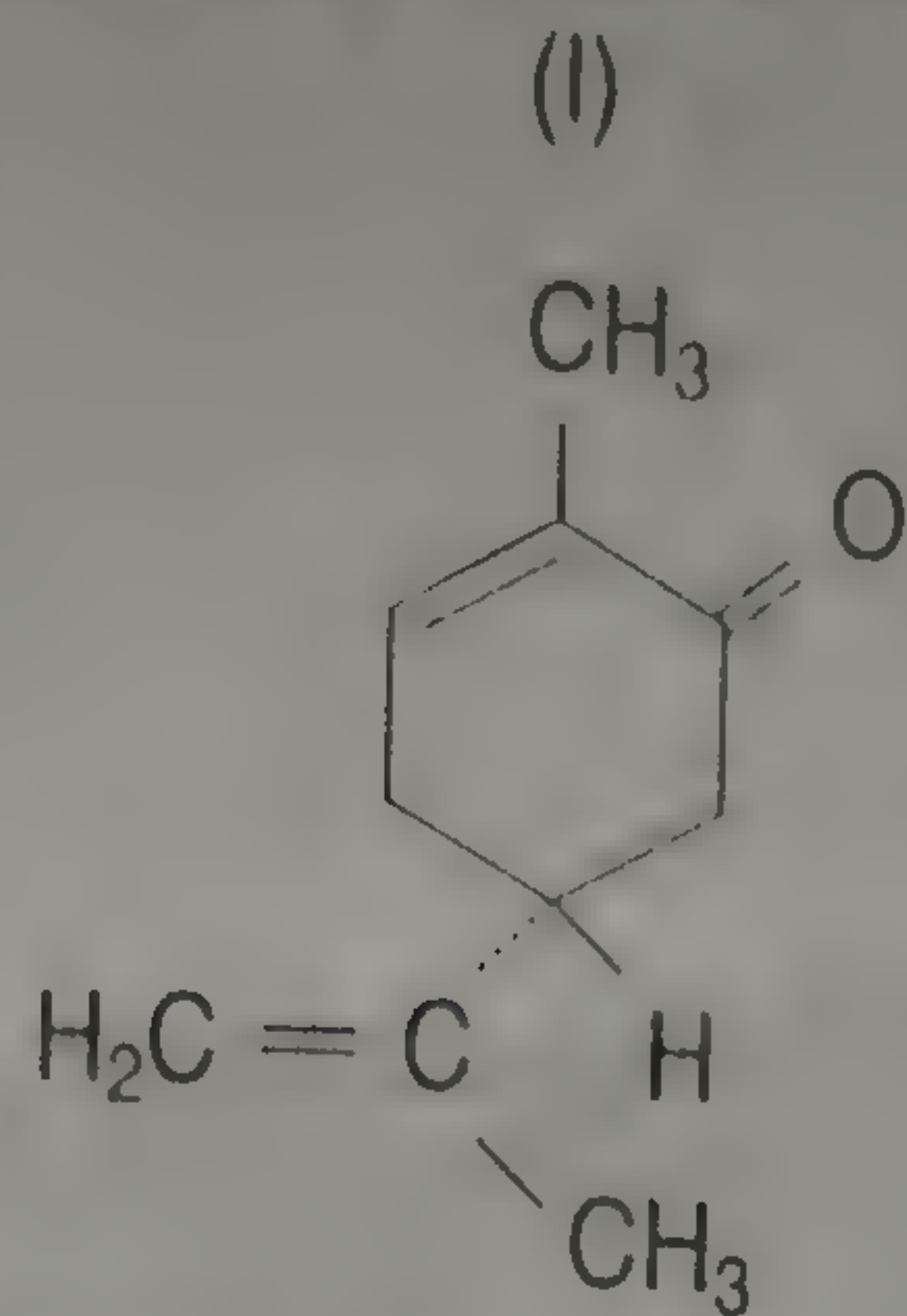
- a) há uma interconversão de isômeros.
b) a transformação de A em B libera energia.
c) a luz converte uma cetona em um aldeído.
d) na ausência da luz, o caráter aromático é destruído.
e) no escuro, um ácido carboxílico é reduzido a uma cetona.

QUEST) Os compostos I e II
(I)

possuem sabores diferentes. O es
II, pelo sabor de um condimento
incorreto afirmar:
a) Tanto o composto I como o II p
b) Os compostos I e II são oticam
c) O composto I é a imagem esp
d) Os compostos I e II possuem p
e) I e II constituem um par de ena
Unesp-SP) Considere o compos
a) Que tipo de isomeria ocorre n
b) Escreva as fórmulas estrutura
UFJF-MG) Escreva o nome do c
fórmula mínima CH_2 que apresen
Camp-SP) A fórmula $\text{C}_3\text{H}_8\text{O}$
a) Escreva a fórmula estrutural
b) Algum desses isômeros apre
Unesp-SP) Substitui-se, no n-p
a) Escreva as fórmulas estrutura
tuição.
b) Qual tipo de isomeria ocorre
FE-RS) Em muitos produtos
sendo-se a ajustar-lhes o pH
são classificados como acidula
em aditivos comerciais, conform
regulante de código
H.VII
H.VIII
Sabe-se que, normalmente, u
sua estrutura no mínimo um ca
a) Os ácidos acima citados
b) carbonos(s) assimétr
c) Quais os nom

QUÍMICA ORGÂNICA

23. (COVEST) Os compostos I e II são estereoisômeros da carvona, e



possuem sabores diferentes. O estereoisômero I é o responsável pelo sabor de hortelã e o II, pelo sabor de um condimento exótico, a alcaravia. Em relação a estes compostos é incorreto afirmar:

- Tanto o composto I como o II possuem uma ligação dupla conjugada à carbonila.
- Os compostos I e II são opticamente ativos.
- O composto I é a imagem especular de II.
- Os compostos I e II possuem propriedades químicas diferentes.
- I e II constituem um par de enantiômeros.

24. (Unesp-SP) Considere o composto 3,4-dimetil-3-hexeno.

- Que tipo de isomeria ocorre nesse composto?
- Escreva as fórmulas estruturais dos isômeros do item anterior, identificando-os.

25. (UFJF-MG) Escreva o nome do composto orgânico de cadeia aberta, massa molecular 56 e fórmula mínima CH_2 que apresenta estereoisomeria geométrica.

26. (Unicamp-SP) A fórmula $\text{C}_3\text{H}_8\text{O}$ representa um certo número de compostos isômeros.

- Escreva a fórmula estrutural de cada isômero e identifique-o pelo nome.
- Algun desses isômeros apresenta atividade óptica? Justifique.

27. (Unesp-SP) Substitui-se, no n-pentano, um átomo de hidrogênio por um átomo de cloro.

- Escreva as fórmulas estruturais dos compostos possíveis de serem formados nessa substituição.
- Qual tipo de isomeria ocorre?

28. (UFPEL-RS) Em muitos produtos alimentícios, tais como balas, geléias, sorvetes, bebidas etc., visando-se a ajustar-lhes o pH e o sabor, acrescentam-se aditivos químicos. Esses aditivos são classificados como acidulantes, que, obrigatoriamente, devem constar nos rótulos das embalagens comerciais, conforme prevê a legislação brasileira. Como exemplo, cita-se:

Acidulante de código	Nome	Fórmula química
H.VII	Ácido láctico	$\text{CH}_3 - \text{CHOH} - \text{COOH}$
H.VIII	Ácido málico	$\text{HOOC} - \text{CHOH} - \text{CH}_2 - \text{COOH}$

Sabe-se que, normalmente, uma substância para ser opticamente ativa necessita ter em sua estrutura no mínimo um carbono assimétrico.

- Os ácidos acima citados apresentam isomeria óptica? Em caso positivo, identifique o(s) carbono(s) assimétrico(s).
- Quais os nomes dos grupos funcionais presentes na estrutura desses ácidos?

Imagem: Cortes et al. / A. B. M. / 2004



408

QUÍMICA ORGÂNICA

Gorduras naturais são imiscíveis em água. Só podem ser removidas com solventes orgânicos.

QUÍMICA ORGÂNICA

27

Diferenciação de compostos orgânicos: propriedades físicas

A água, embora seja chamada de solvente universal, não consegue dissolver todas as substâncias. Isso pode ser presenciado quando se tenta limpar utensílios com gordura usando apenas água, ou nas oficinas mecânicas, quando se tenta limpar as mãos sujas de graxa. Nos dois casos é necessário usar produtos orgânicos como sabões, detergentes e pastas especiais para dissolver essas substâncias.

A escolha do solvente deve levar em consideração as características do material que se quer dissolver. Materiais apolares são miscíveis em substâncias apolares.

A solubilidade em água e os pontos de fusão e ebulição são consequência da estrutura das moléculas da substância, sua polaridade e sua massa molar.

Esses fatos podem ser constatados nos derivados de petróleo, como o metano, o querosene e a parafina, que têm pontos de fusão e ebulição crescentes vinculados ao aumento da massa molar.

Polaridade de ligações e de moléculas

Uma ligação covalente é polar quando um dos átomos participantes é mais eletronegativo que o outro. Nesse caso, o par de elétrons compartilhado fica deslocado para o átomo mais eletronegativo. A ligação covalente apolar envolve átomos de mesma eletronegatividade.

Exemplos:



ligação polar

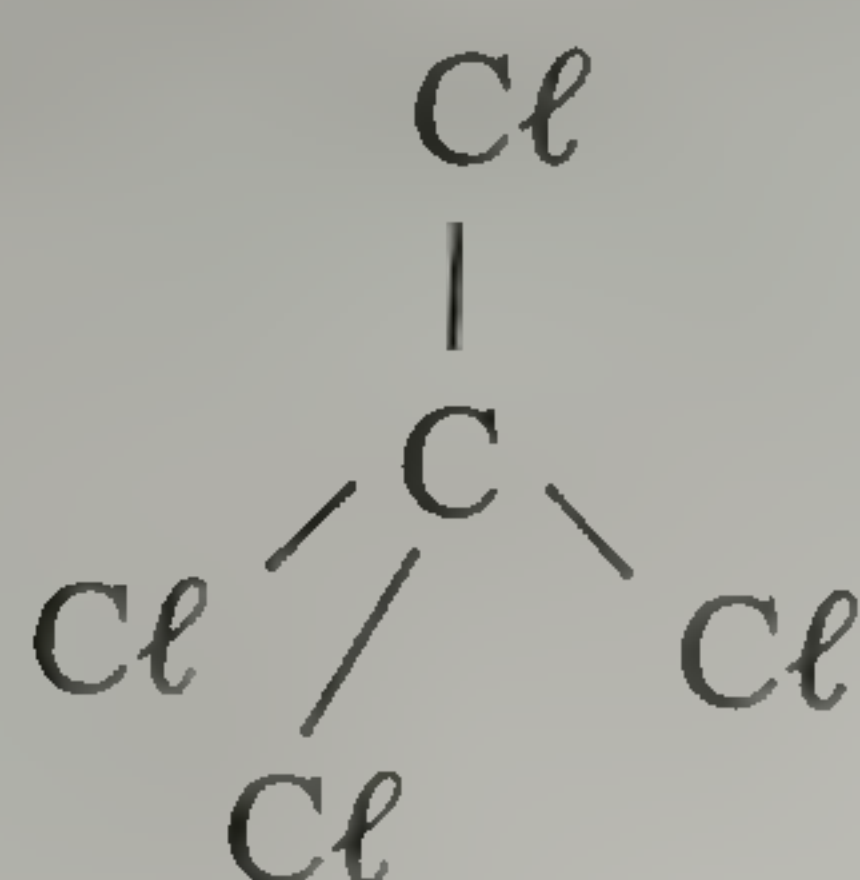


ligação apolar

Numa molécula apolar, as ligações entre os átomos formam um conjunto simétrico.



CCl_4 :



molécula apolar

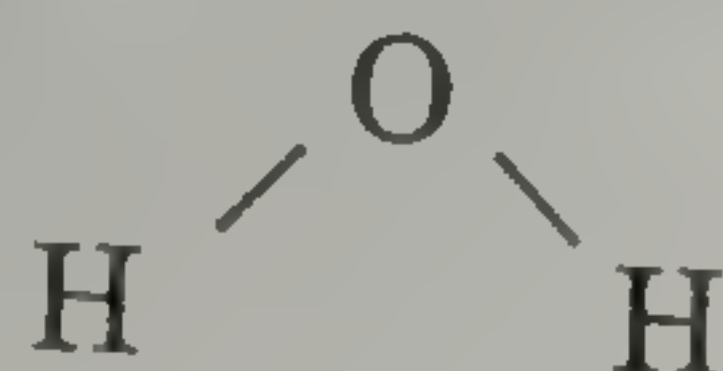
Numa molécula polar as ligações não formam um conjunto simétrico.

HCl :



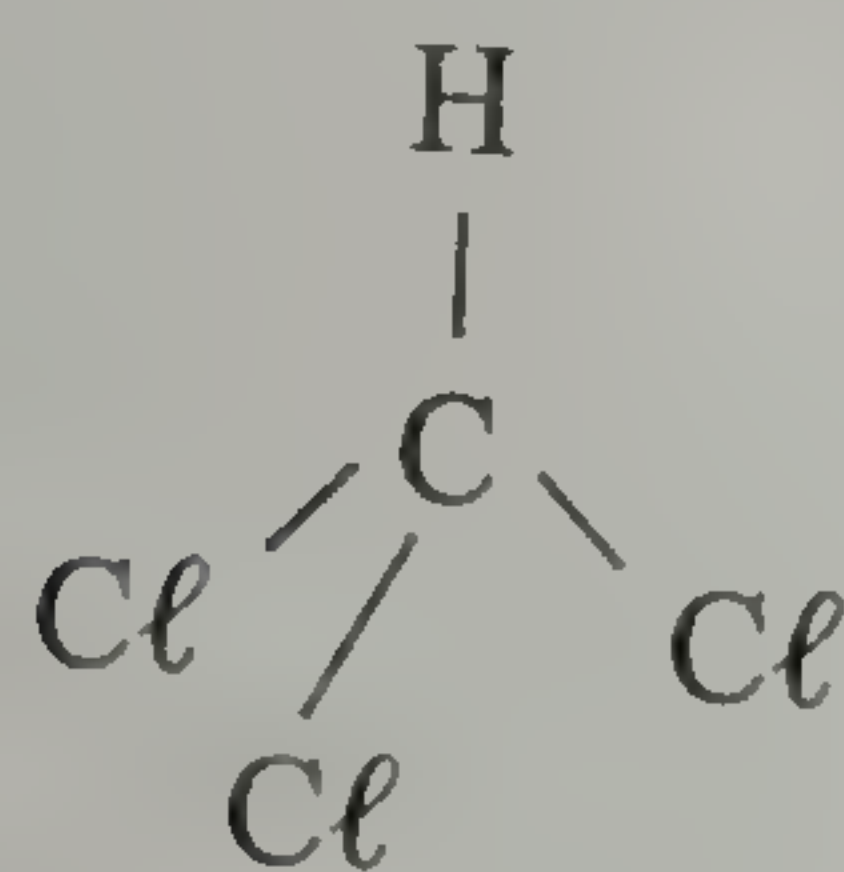
molécula polar

H_2O :



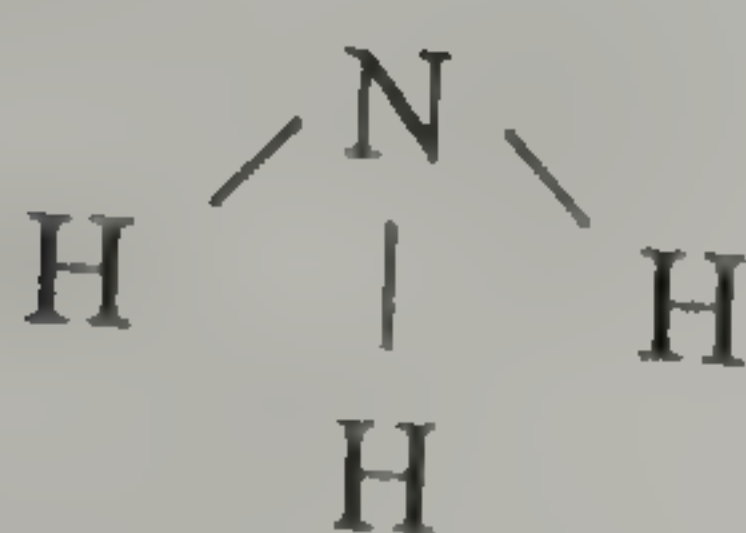
molécula polar

CHCl_3 :



molécula polar

NH_3 :



molécula polar

Ponto de fusão, ponto de ebulição e estado de agregação

Considerando-se uma mesma classe de compostos ou uma mesma função química cujos compostos constituem uma série homóloga (grupo de compostos de mesma função química que diferem entre si pelo número de grupos de CH_2), verifica-se que as propriedades físicas variam de forma uniforme.

FÓRMULA MOLECULAR	
CH ₄	
C ₂ H ₆	
C ₃ H ₈	
C ₄ H ₁₀	
C ₅ H ₁₂	
C ₂₀ H ₄₂	

Comparando os pontos de fusão e ebulição com a medida que aumenta o número de átomos de carbono.

Exemplo:

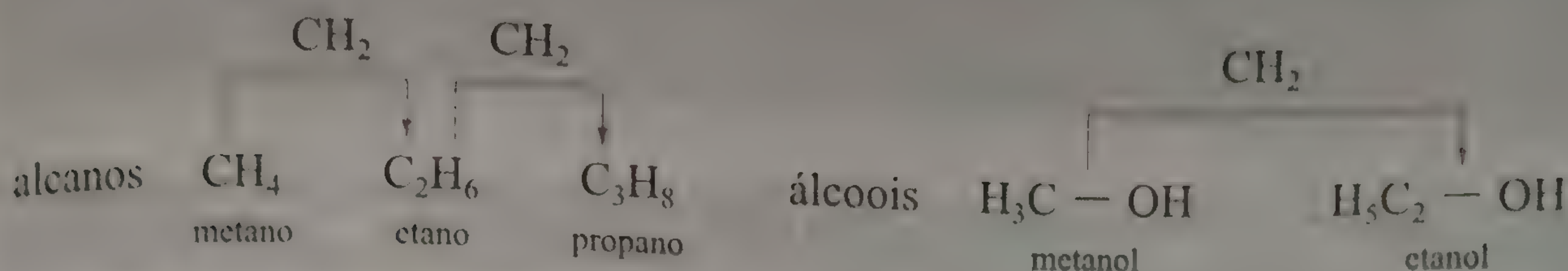
pentanos	{ n-pentano
	{ PE = 36 °C

As diferenças são explicadas pela intensidade das forças de Van der Waals.

moléculas polares tendem a ter pontos de fusão e ebulição mais altos que as apolares.

QUÍMICA ORGÂNICA

Exemplos:



De maneira geral, os pontos de fusão e ebulição de compostos homólogos de cadeia normal crescem à medida que aumenta o número de átomos de carbono na cadeia devido a um aumento de massa molar.

NÚMERO DE CARBONOS	FÓRMULA MOLECULAR	NOME	PF (°C)	PE (°C)	ESTADO DE AGREGAÇÃO
1	CH_4	metano	-183	-162	gás
2	C_2H_6	etano	-172	-89	gás
3	C_3H_8	n-propano	-187	-42	gás
4	C_4H_{10}	n-butano	-138	0	gás
5	C_5H_{12}	n-pentano	-130	36	líquido
⋮	⋮	⋮	⋮	⋮	⋮
20	$\text{C}_{20}\text{H}_{42}$	n-eicosano	+36	334	sólido

Comparando os pontos de ebulição de compostos isômeros, nota-se que são menores à medida que aumenta a ramificação da cadeia carbônica.

Exemplo:

pentanos	n-pentano	2-metilbutano	2,2-dimetilpropano
	PE = 36 °C	PE = 28 °C	PE = 9,5 °C

Essas diferenças são explicadas pelas forças de atração entre moléculas, as forças de *Van der Waals*.

A intensidade das forças de Van der Waals é relativamente pequena entre moléculas apolares, tornando-se mais acentuada nas moléculas polares. Assim, compostos com moléculas polares tendem a apresentar pontos de ebulição mais elevados que compostos com moléculas apolares.

butano	C_4H_{10}	molécula apolar	PF = -138°C	PE = 0 °C	gasoso
n-butanol	$\text{C}_4\text{H}_9-\text{OH}$	molécula polar	PF = -90°C	PE = 118 °C	líquido

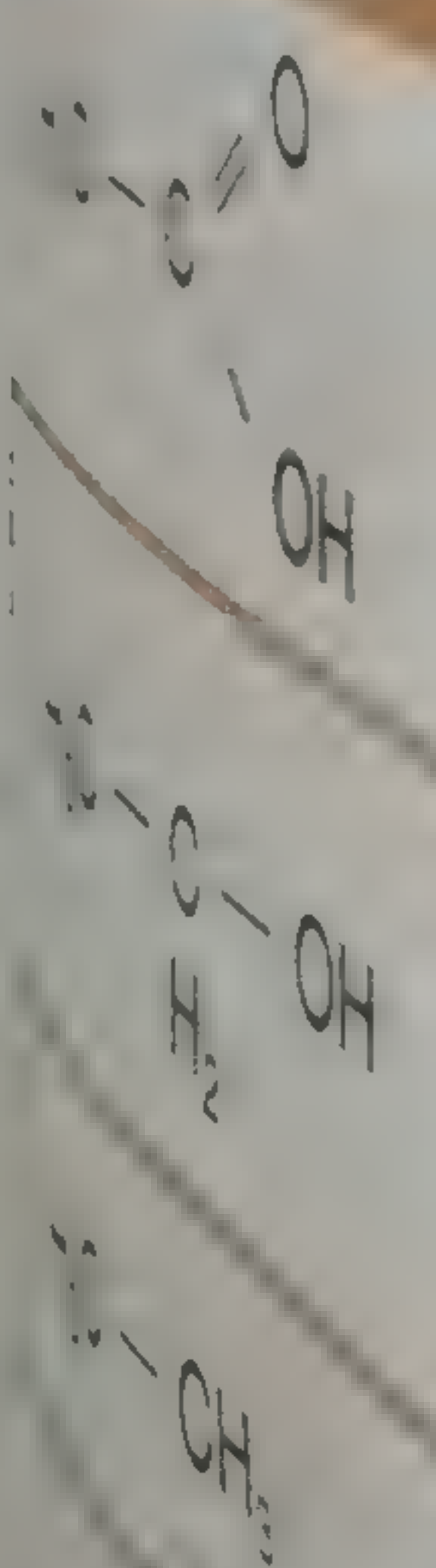
CHC

 C_2H_2O

Em qual seqüência a

Entre as substâncias

soluções aquosas iônicas



QUÍMICA

COMPOSTOS	FÓRMULA MOLECULAR	SOLUBILIDADE EM SOLVENTE ORGÂNICO	SOLUBILIDADE EM ÁGUA	OBSERVAÇÃO
Pentano	C_5H_{12}	solúvel em éter	insolúvel	Não forma pontes de hidrogênio com água.
1-butanol	$C_4H_{10}O$	solúvel em éter	solúvel	Forma pontes de hidrogênio com água.

EXERCÍCIOS

- (UFV-MG) Em qual seqüência aparece uma série homóloga?
 - eteno, propeno, buteno
 - etano, propeno, buteno
 - etano, eteno, etino
 - etanol, 1-propanol, 2-propanol
 - metano, metanol, metanal
- (UEL-PR) Dentre as substâncias:

I – CH_3OH

II – HCl

III – $C_{12}H_{22}O_{11}$

IV – KF

formam soluções aquosas iônicas:

 - I e II
 - I e III
 - II e III
 - II e IV
 - III e IV
- (ESAM-RN) Analisando os dados da tabela de constantes físicas abaixo e as fórmulas das substâncias:

SUBSTÂNCIAS	PF (°C)	PE (°C)
$H_3C - C \begin{array}{l} \nearrow O \\ \searrow OH \end{array}$	16,6	116
$H_3C - \underset{H_2}{C} - OH$	-114	78,3
$H_3C - CH_3$	-172	-89

um estudante conclui que:

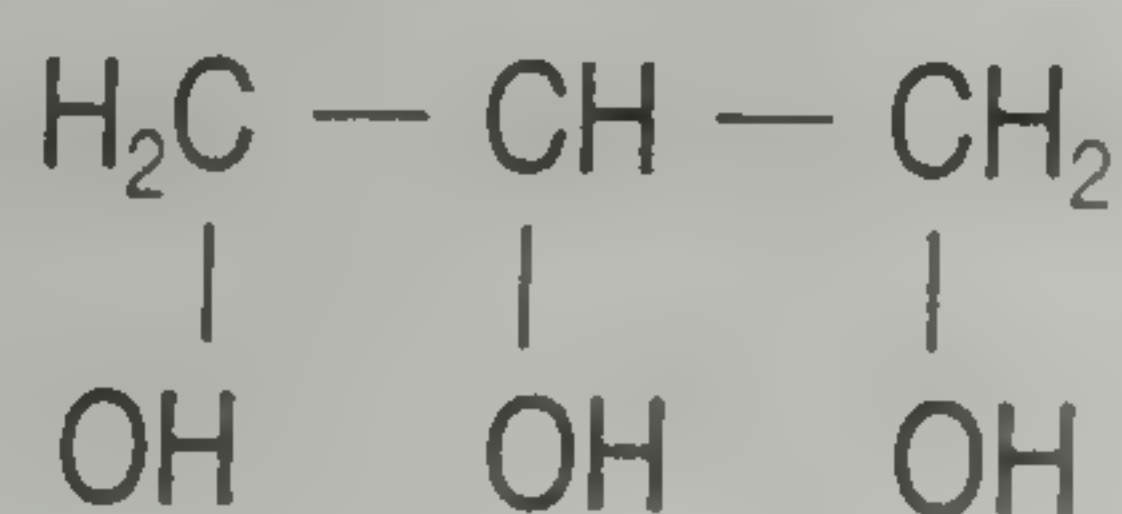
- I – O ácido acético apresenta maior valor de PE, apresenta pontes de hidrogênio entre as moléculas e nas CNTP está no estado sólido.
- II – O etanol apresenta pontes de hidrogênio entre as moléculas e nas CNTP está no estado sólido.
- III – O etano não apresenta pontes de hidrogênio entre as moléculas e nas CNTP está no estado sólido.

São corretas as conclusões:

- a) apenas I.
- b) apenas II.
- c) apenas III.

- d) apenas I e III.
- e) I, II e III.

4. (ESPM-SP) O butano tem peso molecular 58 e o etanol, 46. O butano é um gás em condições ambientes, sendo utilizado como gás de cozinha, ao passo que o etanol é um líquido usado como combustível. Apesar de o etanol ser mais leve que o butano, ele se encontra no estado líquido devido a forças de atração intermoleculares intensas que têm origem nas hidroxilas. Qual o nome dessa ligação intermolecular?
5. (Unicamp-SP) Na produção industrial de panetones, junta-se à massa o aditivo UI. Esse aditivo é a glicerina, que age como umectante, ou seja, retém a umidade para que a massa não resseque demais. A fórmula estrutural da glicerina (propanotriol) é:



- a) Represente as ligações entre as moléculas de água e a de glicerina.
 - b) Por que, ao se esquentar uma fatia de panetone ressecado, ela amolece, ficando mais macia?
6. (Fuvest-SP) Os pontos de ebulição, sob pressão de 1 atm, de propanona, butanona, 3-pentanona e 3-hexanona são, respectivamente, 56 °C, 80 °C, 101 °C e 124 °C.
- a) Escreva as fórmulas estruturais dessas substâncias.
 - b) Estabeleça uma relação entre as estruturas e os pontos de ebulição.
7. (Fuvest-SP) Em uma tabela de propriedades físicas de compostos orgânicos, foram encontrados os dados abaixo para compostos de cadeia linear I, II, III e IV. Esses compostos são etanol, heptano, hexano e 1-propanol, não necessariamente nessa ordem.

COMPOSTO	PONTO DE EBULIÇÃO*	SOLUBILIDADE EM ÁGUA
I	69,0	i
II	78,5	∞
III	97,4	∞
IV	98,4	i

QUÍMICA ORGÂNICA

- * - em °C sob uma atmosfera
- i - composto insolúvel em água
- ∞ - composto miscível com água em todas as proporções

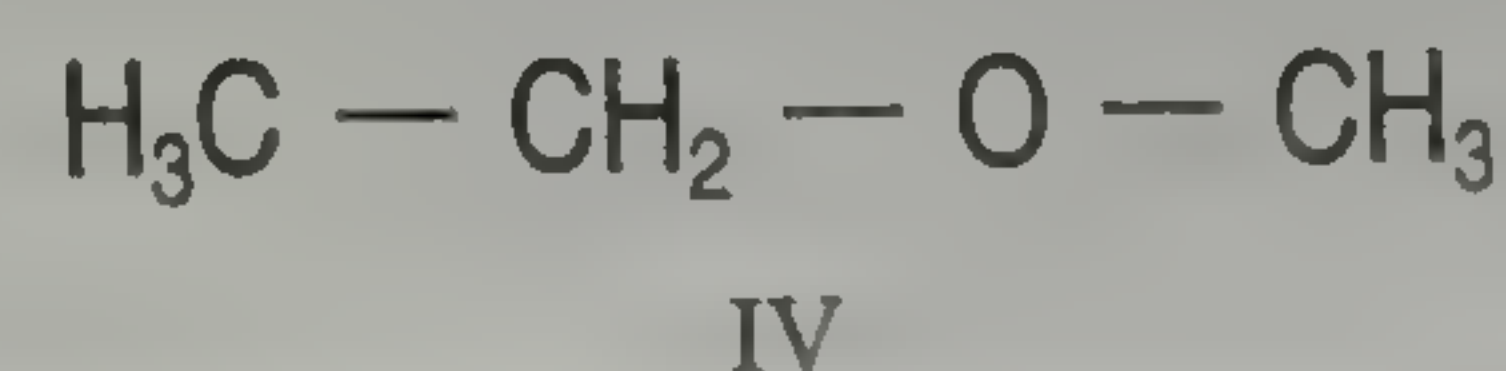
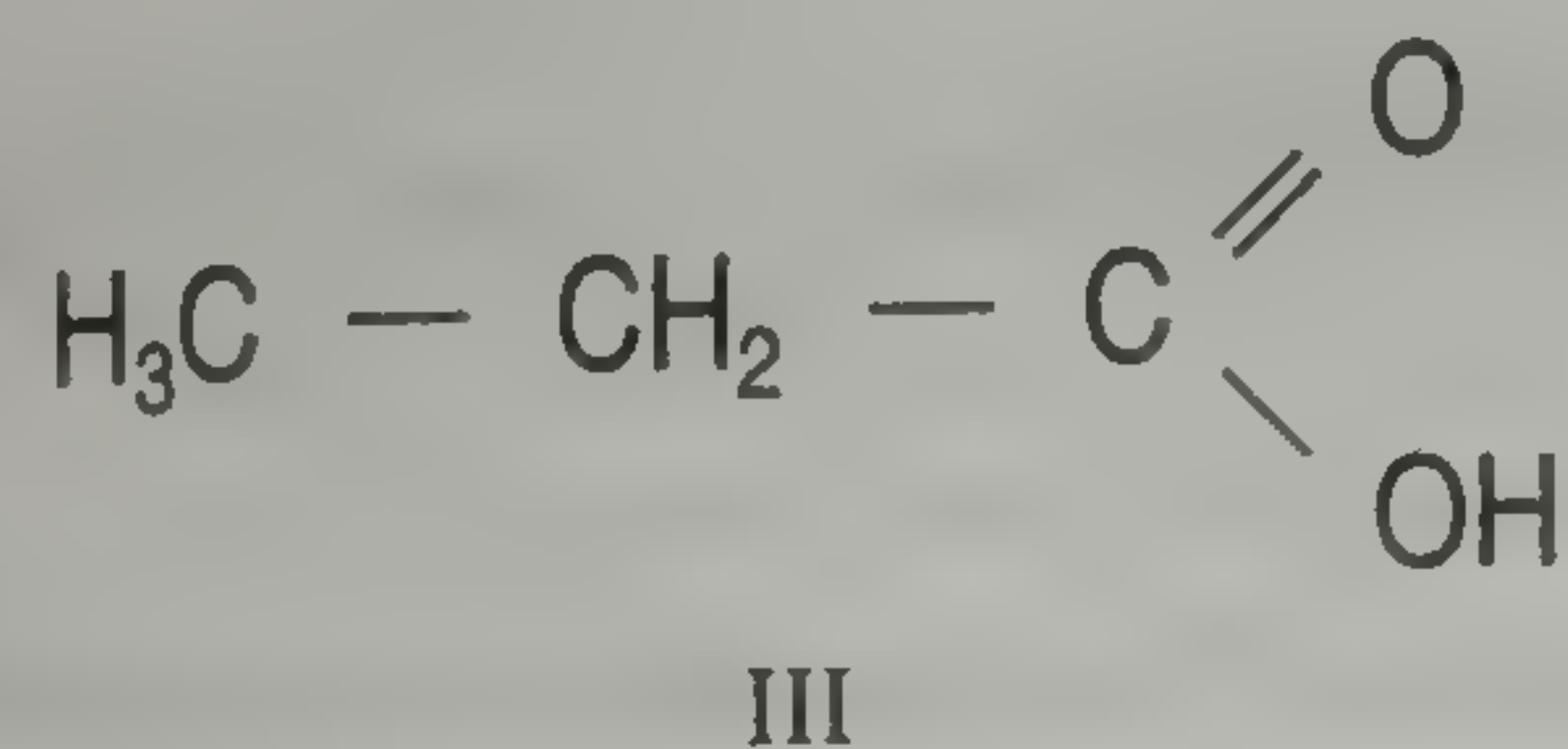
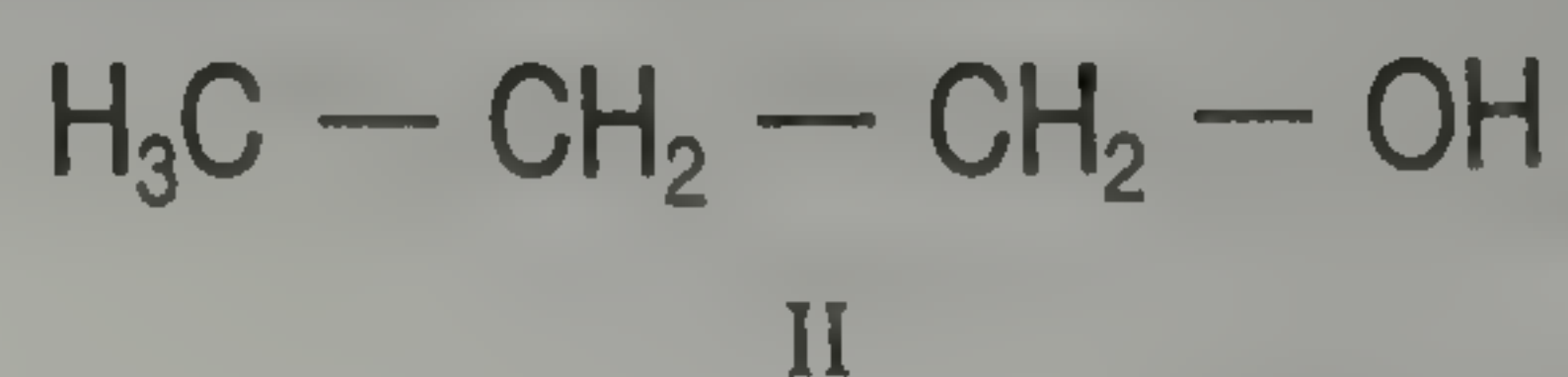
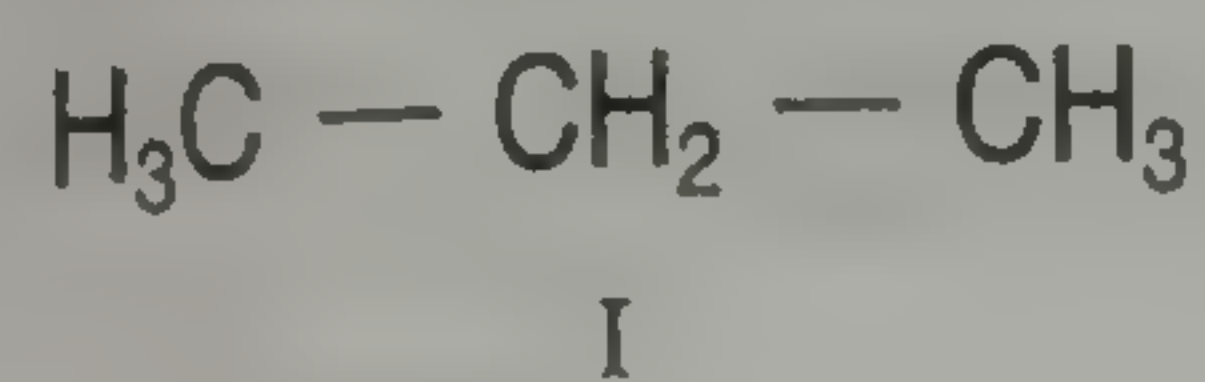
Os compostos I, II, III e IV são, respectivamente:

- a) etanol, heptano, hexano e 1-propanol.
- b) heptano, etanol, 1-propanol e hexano.
- c) 1-propanol, etanol, heptano e hexano.
- d) hexano, etanol, 1-propanol e heptano.
- e) hexano, 1-propanol, etanol e heptano.

8. (PUCCAMP-SP) Das seguintes substâncias orgânicas, qual é a mais solúvel em água?

- a) benzeno
- b) naftaleno
- c) hexano
- d) éter metil sec-butílico
- e) etanol

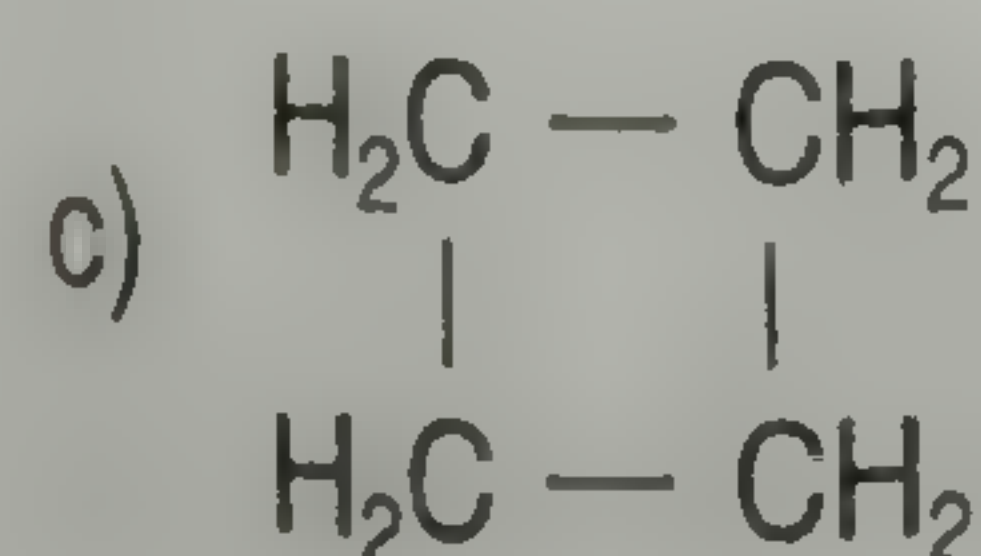
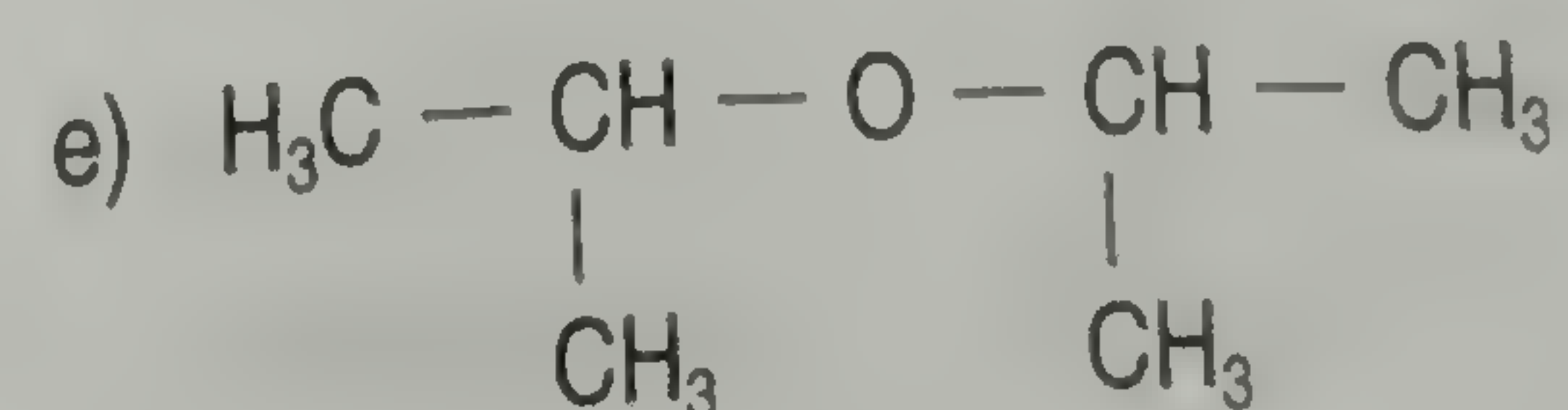
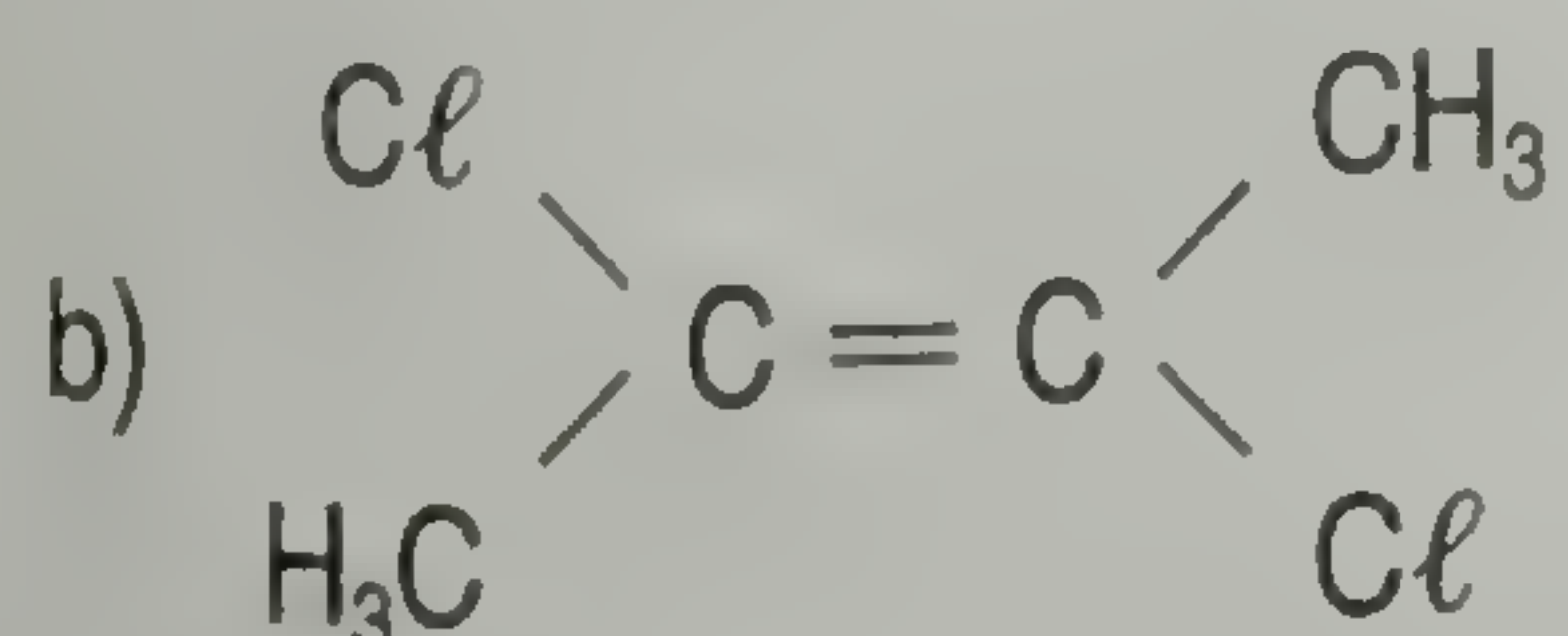
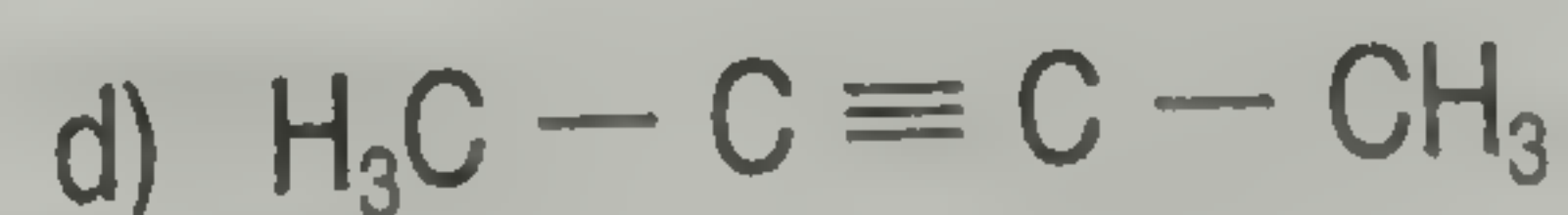
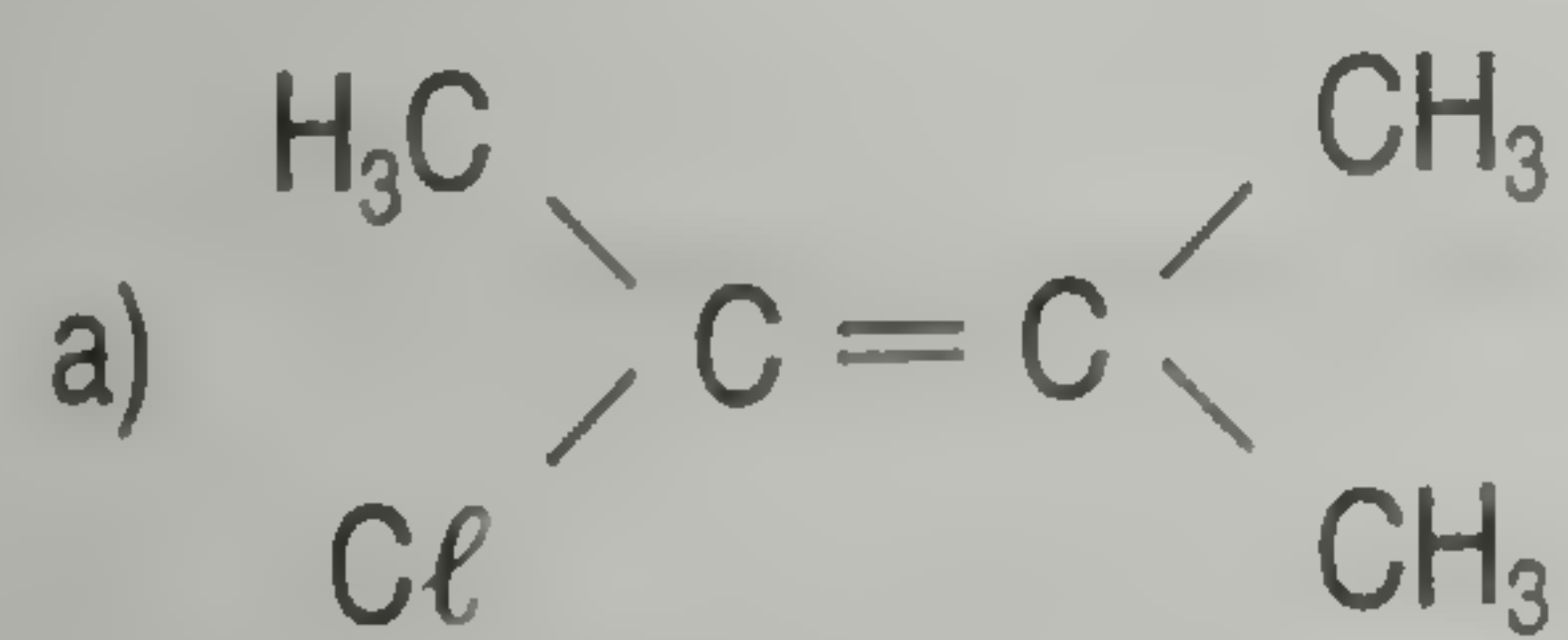
9. (UFRGS) Verifique as fórmulas:



Pode-se prever que são mais solúveis em água os compostos:

- a) I e II
- b) II e III
- c) II e IV
- d) III e IV
- e) I e III

10. (Mack-SP) A molécula polar que apresenta cadeia carbônica alifática, homogênea e ramificada é:



11. (Unesp-SP) Os pontos de fusão (PF) e de ebulição (PE) de dois brometos de alquila estão na tabela a seguir:

COMPOSTO	PF (°C)	PE (°C)
CH_3Br	-93,6	3,6
$\text{CH}_3(\text{CH}_2)_{10}\text{CH}_2\text{Br}$	-9,5	276,1

A alternativa correspondente ao composto que apresenta a maior pressão de vapor e seu respectivo estado físico a 25 °C é:

- a) CH_3Br , gasoso.
 b) CH_3Br , sólido.
 c) $\text{CH}_3(\text{CH}_2)_{10}\text{CH}_2\text{Br}$, gasoso.
 d) $\text{CH}_3(\text{CH}_2)_{10}\text{CH}_2\text{Br}$, líquido.
 e) $\text{CH}_3(\text{CH}_2)_{10}\text{CH}_2\text{Br}$, sólido.
12. Entre as opções abaixo, assinale aquela que contém a molécula apolar que apresenta ligações polares:
- a) fluoreto de iodo.
 b) tetracloroetano.
 c) clorobenzeno.
 d) paradicloroiodobenzeno.
 e) cloroetano.
13. Escreva as fórmulas estruturais dos três isômeros de posição do diclorobenzeno e indique aquele cuja molécula é apolar.
14. (Mack-SP) Moléculas de metano são: gasosas à temperatura ambiente, apolares, têm fórmula molecular CH_4 e, portanto, baixo peso molecular se comparadas a outros alcanos. Baseando-se nessas informações, são feitas as seguintes afirmações sobre moléculas de metano.

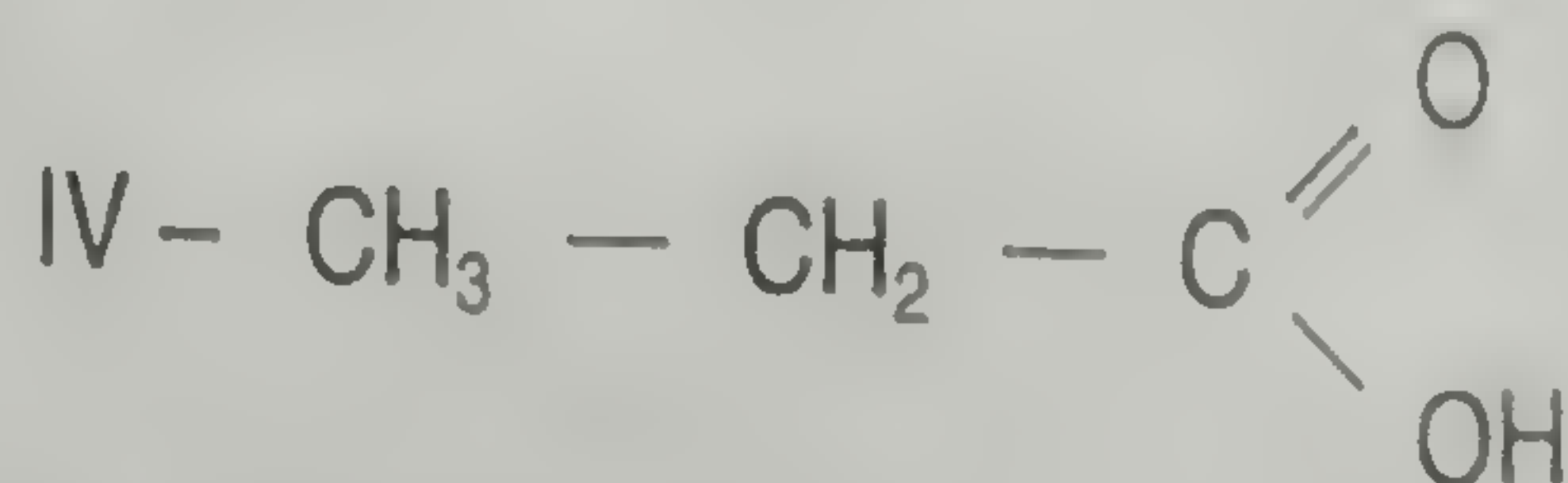
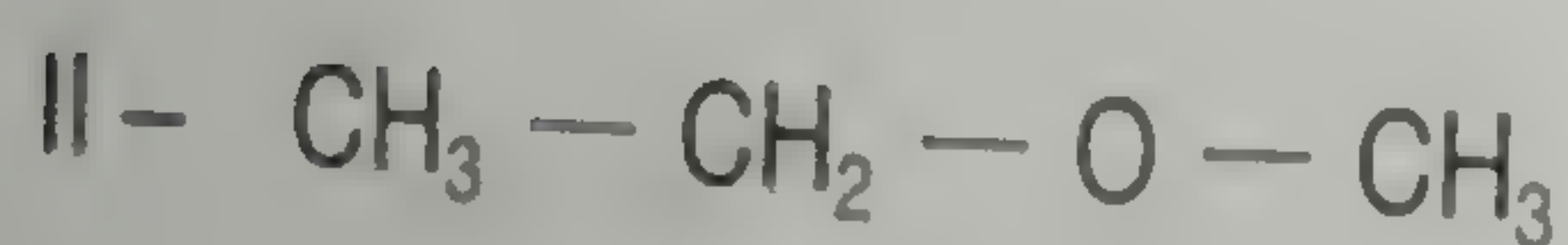
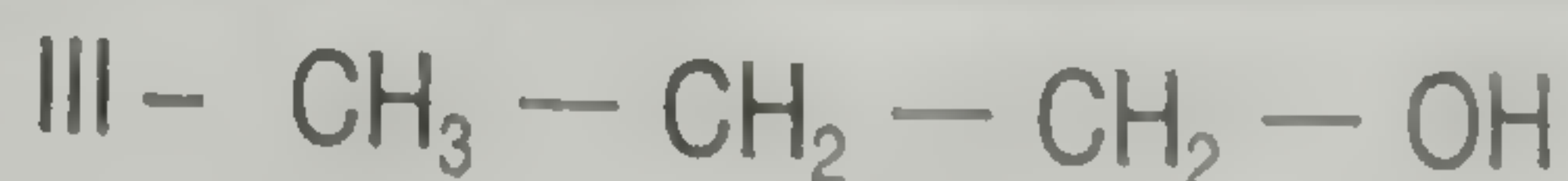
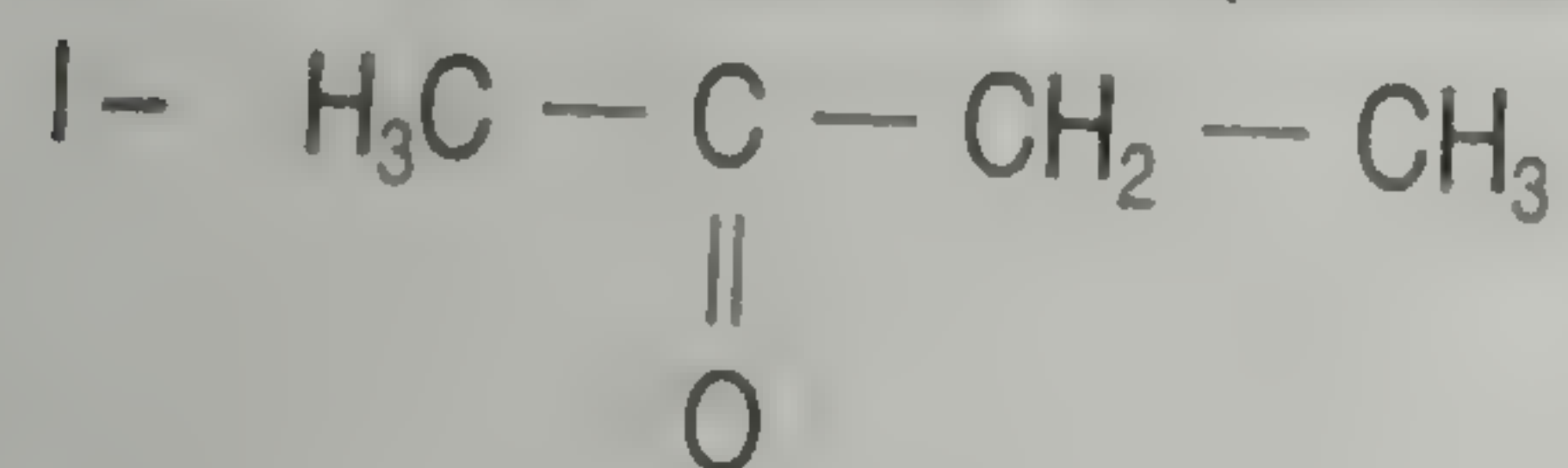
Dadas as massas atômicas: $\text{C} = 12$; $\text{H} = 1$

- I – Não formam pontes de hidrogênio.
 II – São muito solúveis em solventes polares a quente.
 III – Apresentam ponto de ebulição maior que o butano (C_4H_{10}).
 IV – Apresentam composição centesimal (em massa) de 25 % de hidrogênio e 75 % de carbono.

São corretas as afirmações:

- a) I, II e III
 b) I, II e IV
 c) somente II e IV
 d) somente II e III
 e) somente I e IV

(UEL-PR) Instruções: As questões de número 15 e 16 estão relacionadas com as substâncias:



15. Apresentam moléculas unidas por pontes de hidrogênio:

- a) I e II
 b) I e IV
 c) II e III
 d) II e IV
 e) III e IV

418

A rolha impede a entrada de ar contendo esporos de fungos; esse processo evita a fermentação do vinho

QUÍMICA ORGÂNICA

28

Produtos orgânicos: diferenciação por reações

As substâncias orgânicas são, em geral, pouco reativas se comparadas às inorgânicas. As reações envolvendo essas substâncias são frequentemente lentas (têm alta energia de ativação) e necessitam, normalmente, de catalisadores. Um exemplo disso é a reação exotérmica de esterificação, catalisada por ácido sulfúrico, envolvendo ácido acético e etanol para formar acetato de etila (aroma de maçã) e água. Para a reação ocorrer, não basta colocar os reagentes e o catalisador em contato; é necessário fornecer-lhes energia na forma de calor.

Podemos citar também outra reação de importância comercial. A propanona (acetona) é obtida a partir do 2-propanol (álcool isopropílico) em presença de um oxidante enérgico, o $K_2Cr_2O_7$ (dicromato de potássio), em meio ácido.

O vinagre, ácido acético impuro, é obtido a partir de reações orgânicas, no caso, a fermentação do álcool etílico presente no vinho. O fungo *Mycoderma aceti* é o responsável por esse processo que é catalisado pela enzima alcooloxidase.

O conhecimento das propriedades físicas e das estruturas dos compostos orgânicos permite ao químico manipular e conduzir as reações orgânicas visando não só os produtos, mas também as condições de trabalho e o rendimento. Desta forma vamos estudar alguns tipos de reações químicas entre compostos orgânicos.

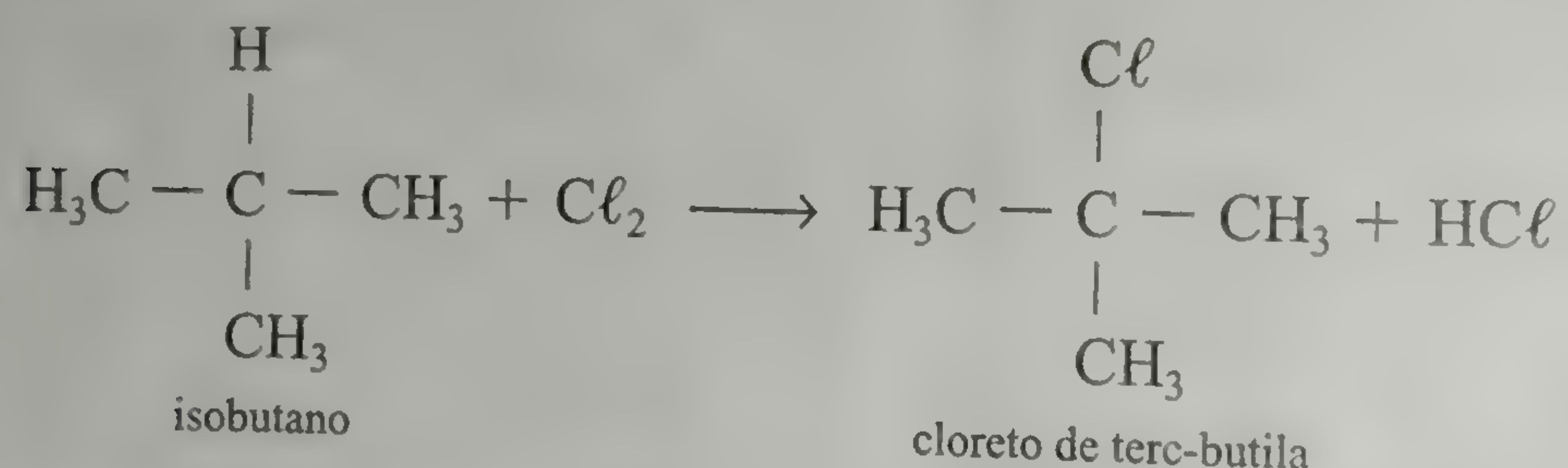
As reações de que participam substâncias orgânicas podem ser estudadas de acordo com as funções a que elas pertencem.

Reações de substituição

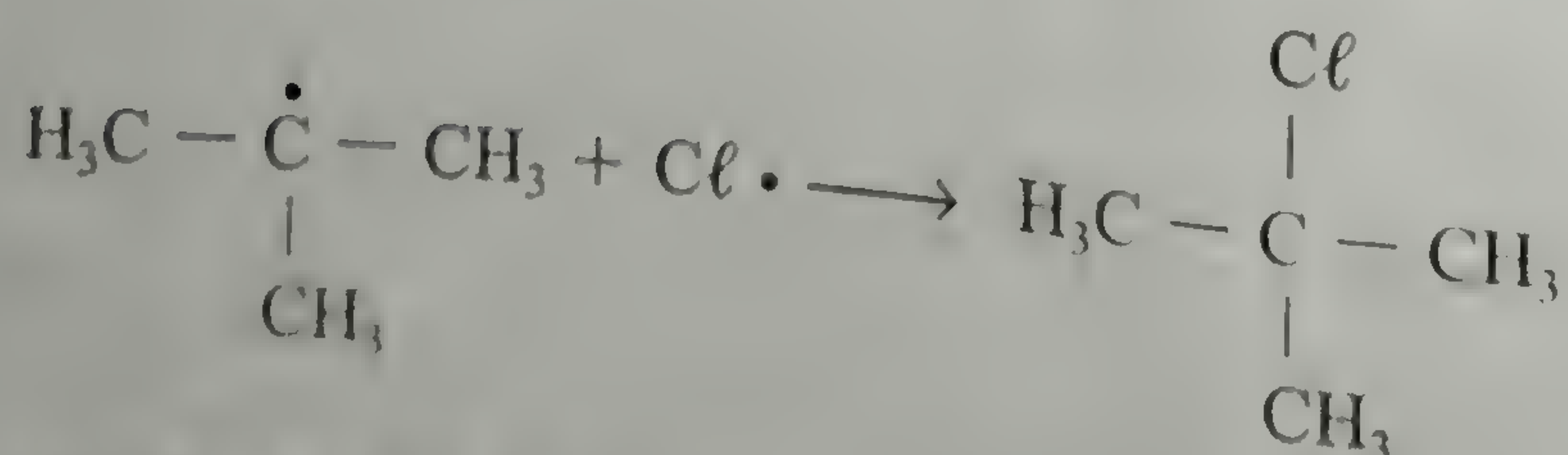
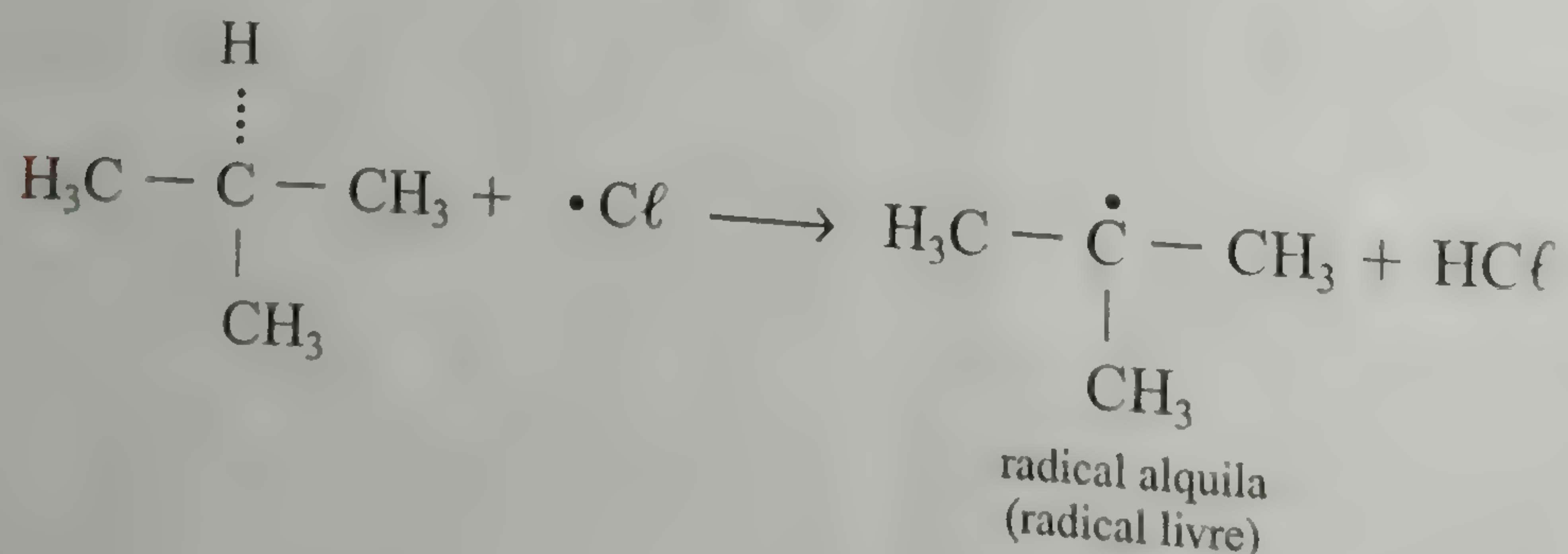
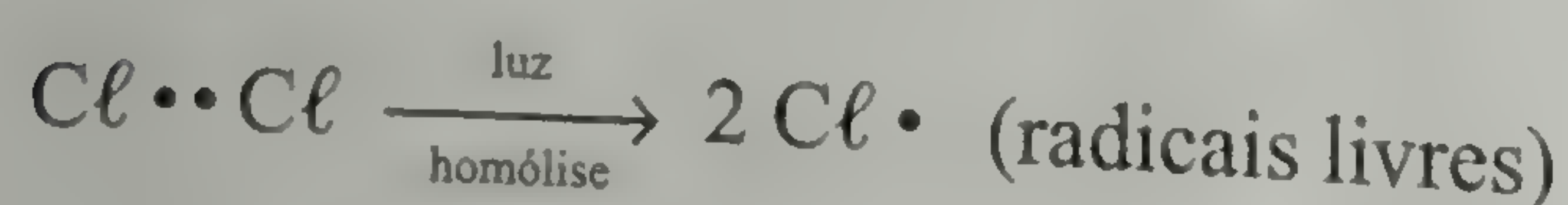
São reações em que um átomo ou grupo de átomos ocupa o lugar de outro. Ocorrem principalmente em compostos saturados e compostos aromáticos. Empregam-se reagentes como halogênios (X_2), ácido nítrico concentrado ($HO - NO_2$) e ácido sulfúrico concentrado ($HO - SO_3H$) em reações denominadas, respectivamente, de halogenação, nitração e sulfonação.

Nos compostos alifáticos, a reação ocorre por meio de radicais livres. Durante a reação, ocorre a ruptura da ligação covalente formando-se um radical instável, que imediatamente reage formando uma nova ligação química.

Exemplo:



Etapas da reação:

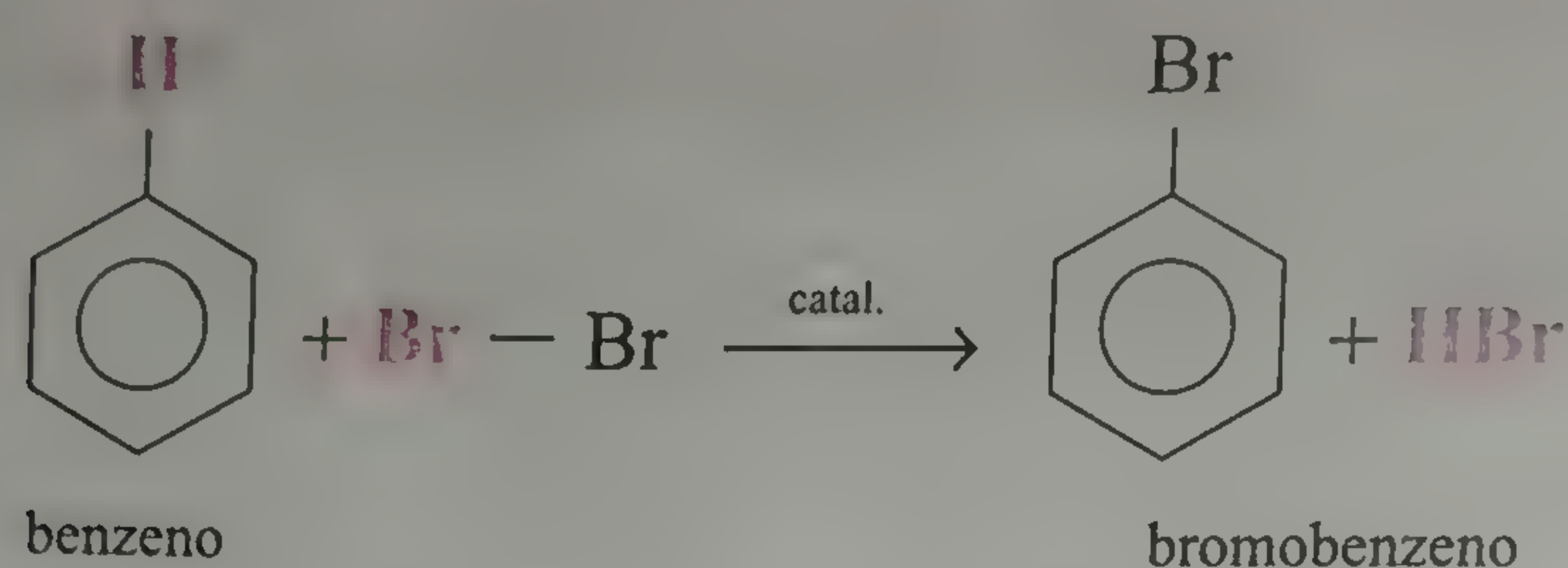


O radical alquila, formado intermediariamente, tem tendência a apresentar valência livre em carbono terciário. Na ausência deste, em carbono secundário e em car-

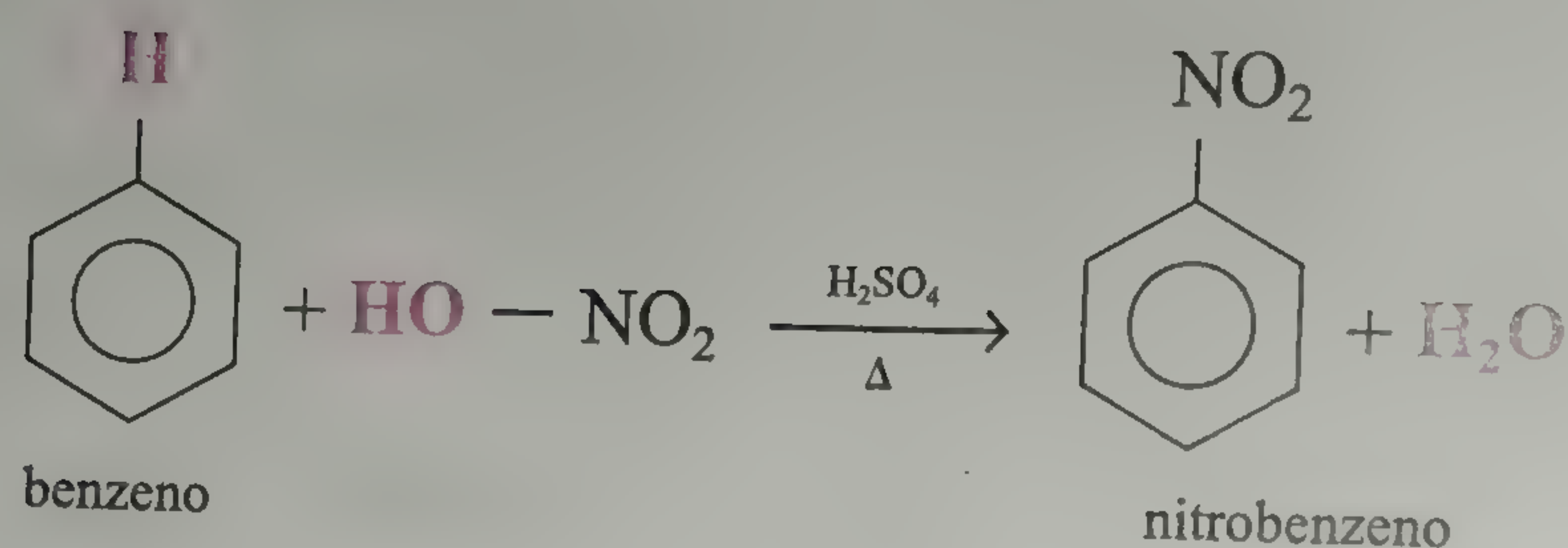
Aromáticos

Na estrutura do benzeno, identifica-se o fenômeno da ressonância: os elétrons das ligações π estão deslocalizados formando uma nuvem que abrange todo o anel. Isso justifica a estabilidade do benzeno e o fato de apresentar reações de substituição em vez de reações de adição às duplas ligações.

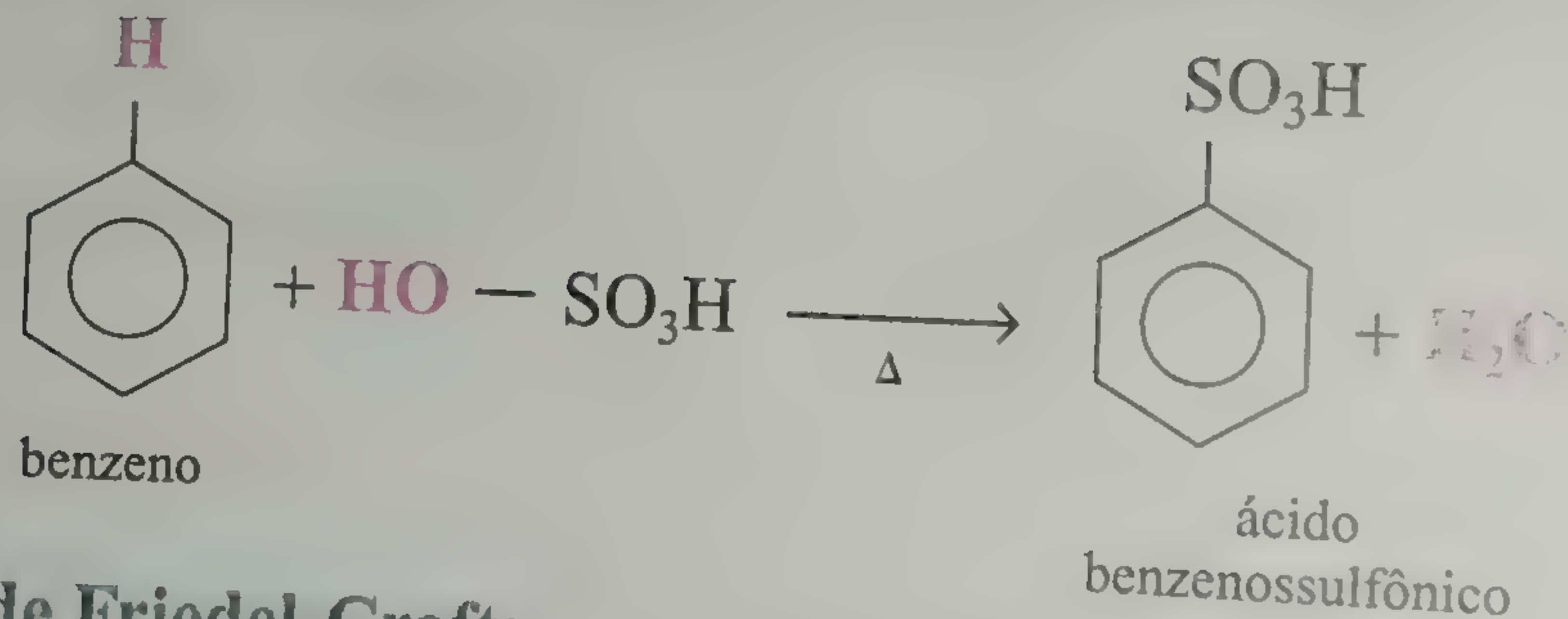
Halogenação



Nitração

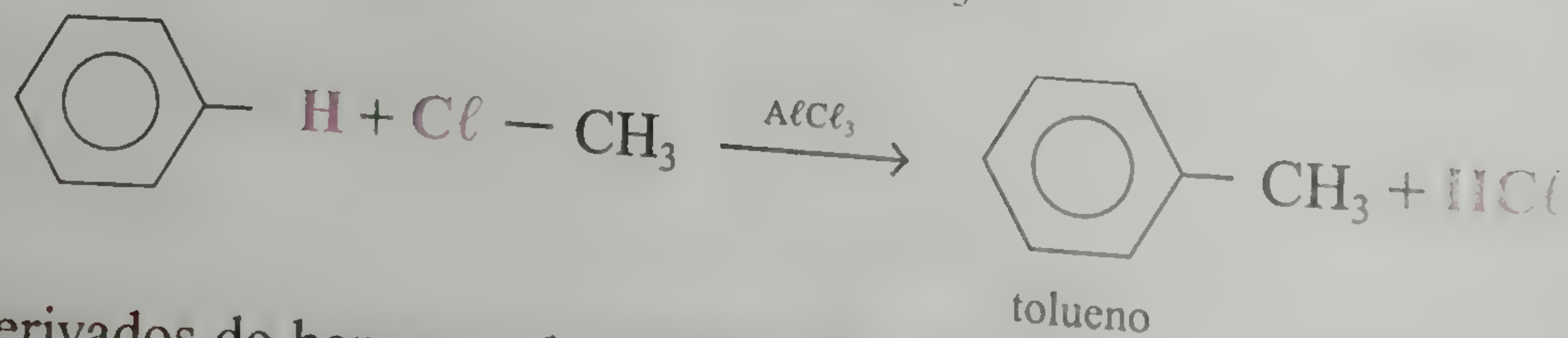


Sulfonação



Alquilação de Friedel-Crafts

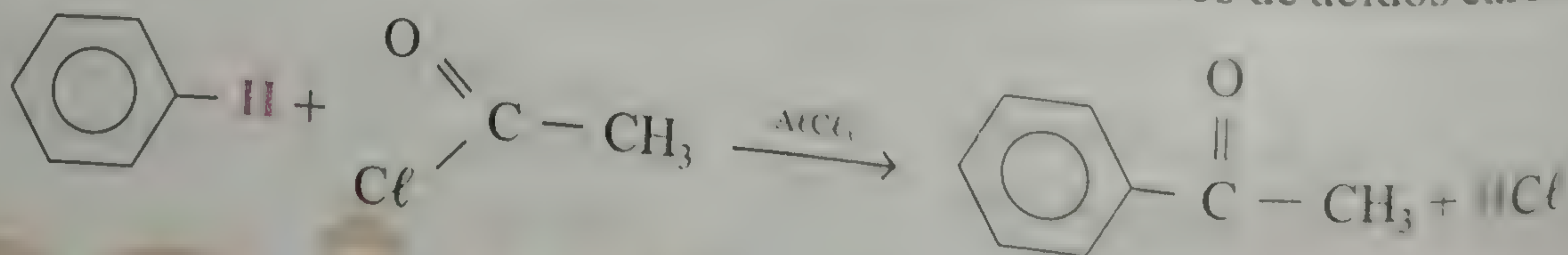
É a reação que permite obter derivados do benzeno reagindo-se benzeno com haletos de alquila na presença do catalisador AlCl_3 .



Nos derivados do benzeno, dependendo das condições em que se realiza a reação, pode ocorrer substituição do hidrogênio ligado ao anel benzênico ou do hidrogênio presente no radical alquila.

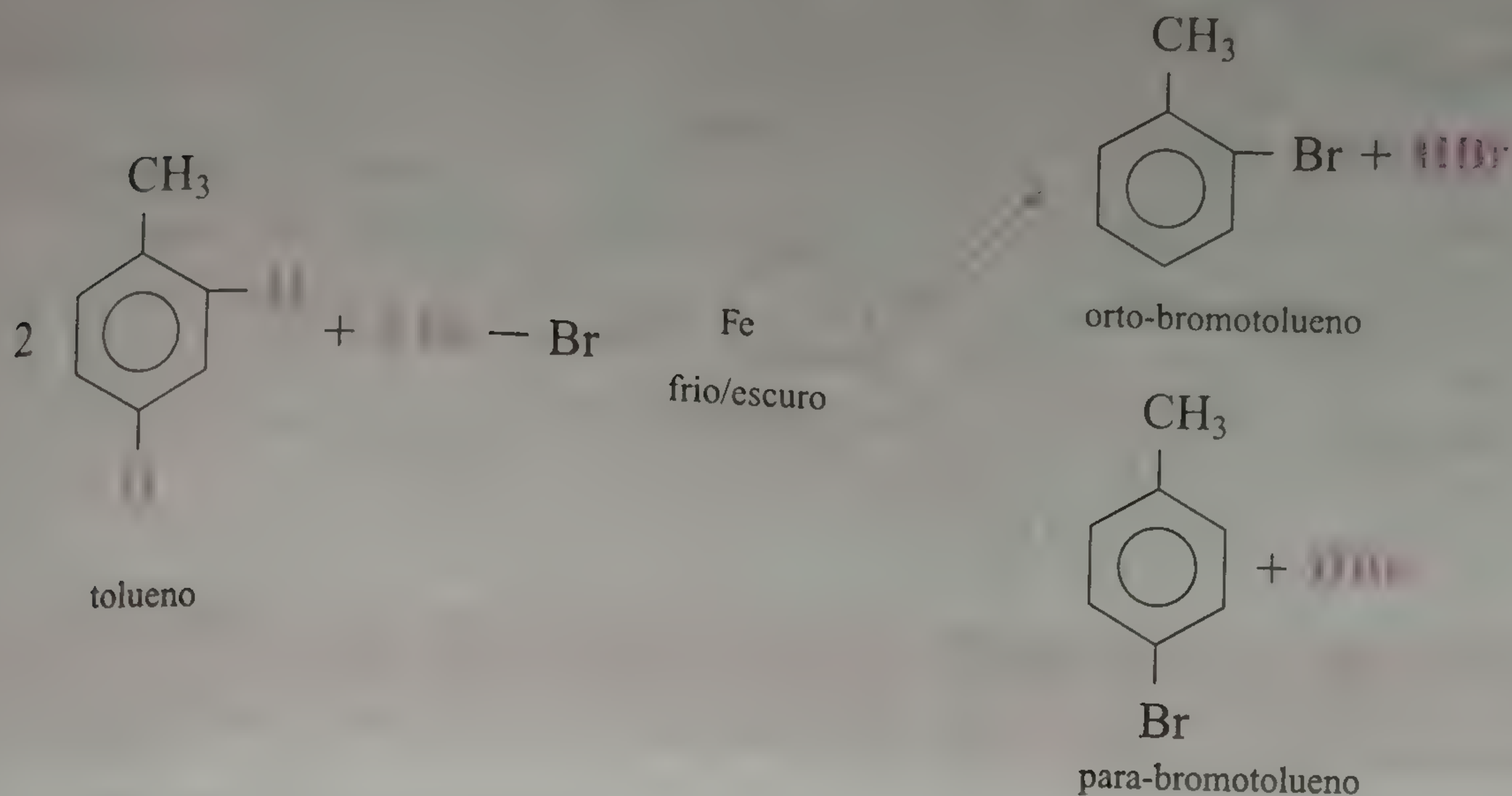
Acilação de Friedel-Crafts

É a reação de obtenção de cetonas aromáticas a partir de haletos de ácidos carboxílicos.



Halogenação

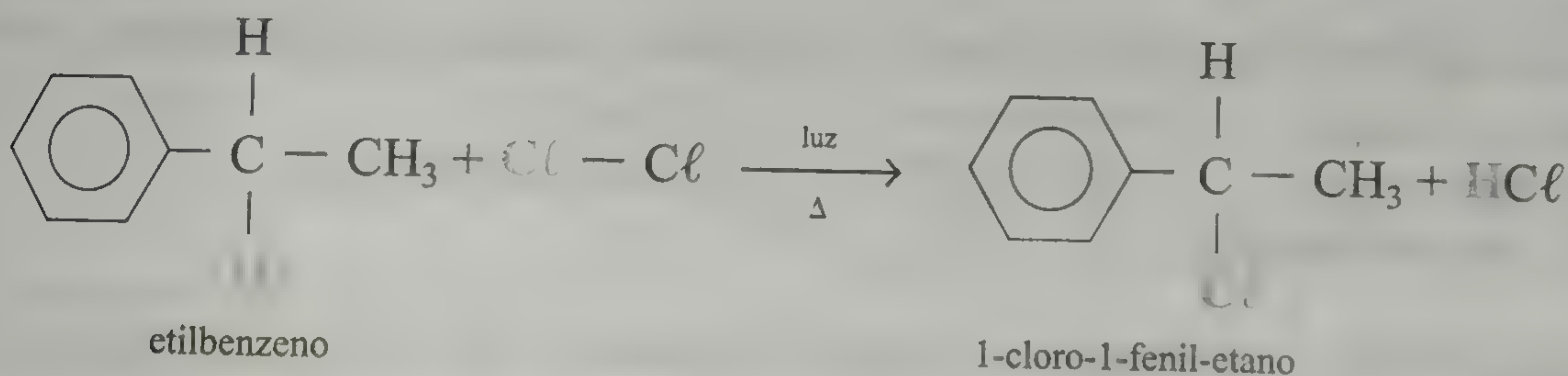
A presença do radical alquila orienta a entrada do substituinte nas posições orto e para. Por isso o radical alquila é denominado *orto-paradirigente*.



Forma-se, portanto, uma mistura contendo o orto-bromotolueno e o para-bromotolueno.

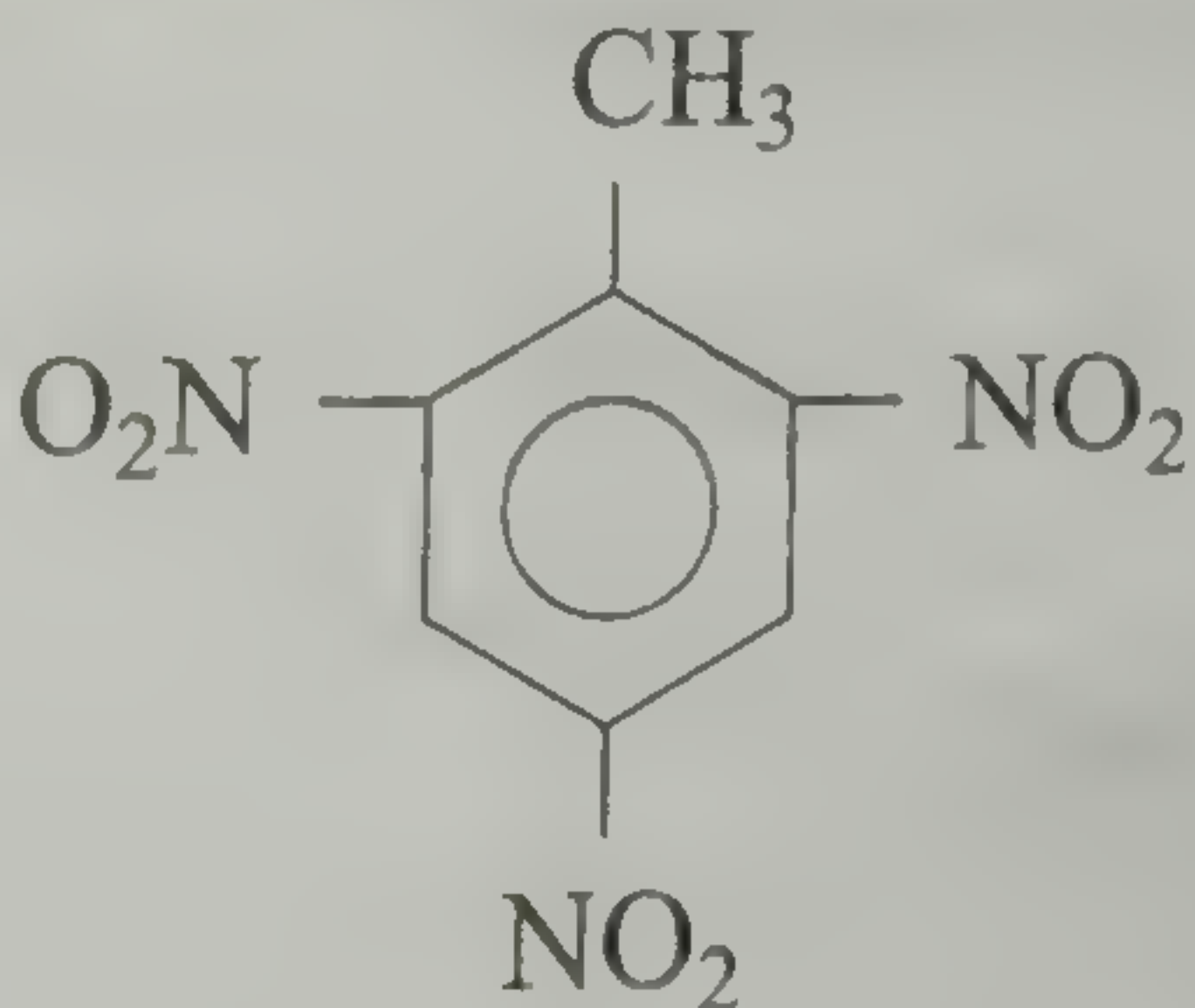
Se a halogenação for realizada a quente e na presença de luz, a substituição ocorrerá no radical alquila.

Exemplo:



Nitração

O tolueno, ao sofrer nitração, produz uma mistura de orto e para-nitrotolueno. Se a reação continuar, se obterá trinitrotolueno (TNT).



Sulfonação

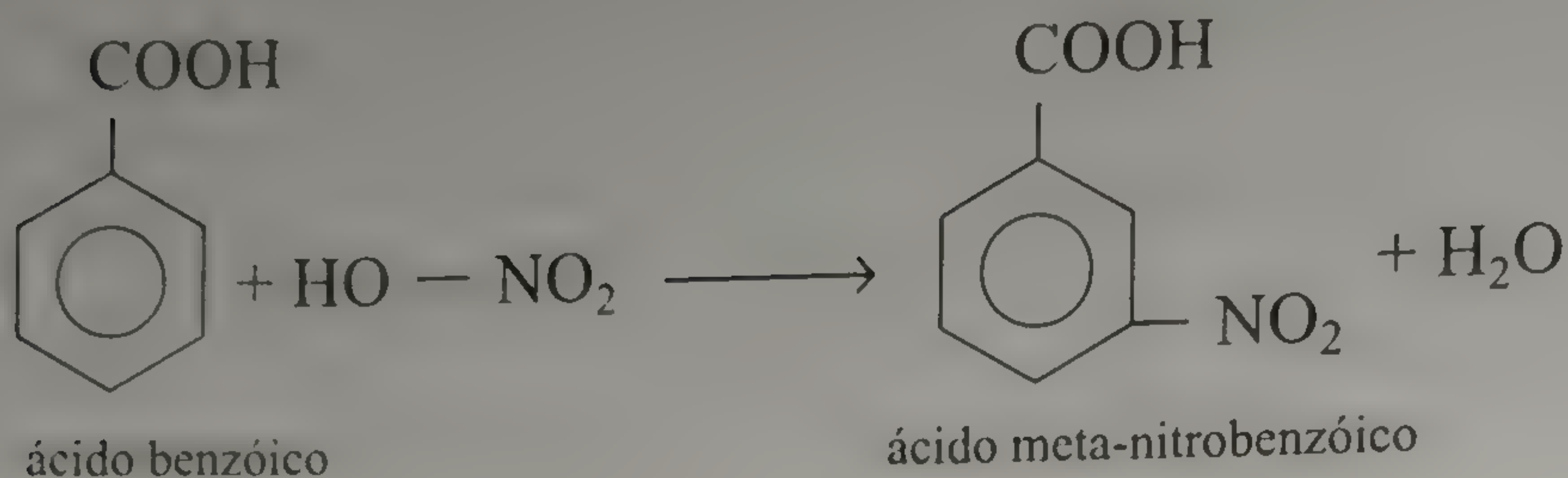
O tolueno produzirá uma mistura de ácido orto-tolueno sulfônico e ácido para-tolueno sulfônico.

Observação

- radicais *orto-paradirigentes* são aqueles que ligados ao aromático orientam a substituição nas posições orto e para. São eles: $-R$ (alquila); $-OH$; $-NH_2$; $-X$ (halogênio); $-O-CH_3$. São geralmente radicais sem duplas ligações.

radicais *meta-dirigentes* orientam a substituição na posição meta. São eles:
 $-\text{NO}_2$; $-\text{CN}$; $-\text{COOH}$; $-\text{SO}_3\text{H}$; $-\text{C}(=\text{O})-\text{H}$.

Exemplo:

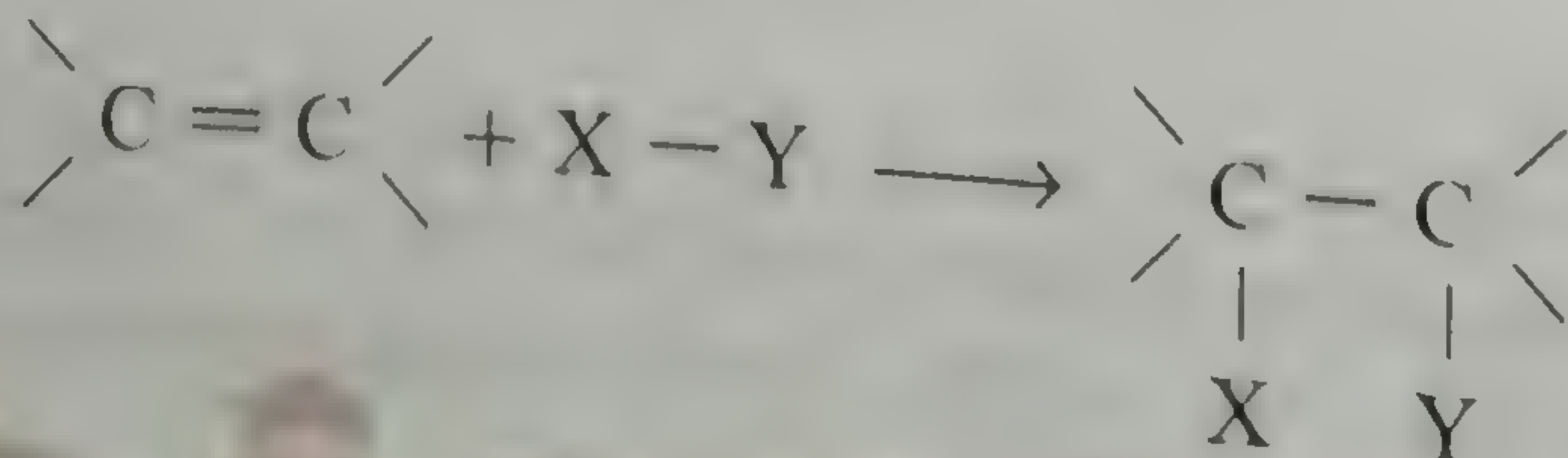


EXERCÍCIOS

- Equacione a reação de sulfonação do butano.
- Equacione a reação de nitração do metilbutano.
- Equacione a reação do Br_2 com o 2-metilbutano.
- A reação entre 1 mol de benzeno e 1 mol de cloro, em presença de catalisador, produz:
 - dicloroetileno.
 - dicloroetano.
 - hexaclorobenzeno.
 - $\text{C}_6\text{H}_5\text{Cl}$.
 - meta-diclorobenzeno.
- Escreva o nome e a fórmula estrutural da substância formada quando se faz reagir um mol de tolueno com:
 - um mol de cloroetano.
 - um mol de ácido sulfúrico.
- Equacione a mononitração do clorobenzeno.

Reações de adição

A dupla ligação entre carbonos é constituída de uma ligação sigma (σ) estável e uma ligação pi (π) instável sendo esta, por isso, fácil de ser rompida. Nas reações de adição, rompe-se a ligação pi, o que dá origem a duas ligações sigma na substância formada.



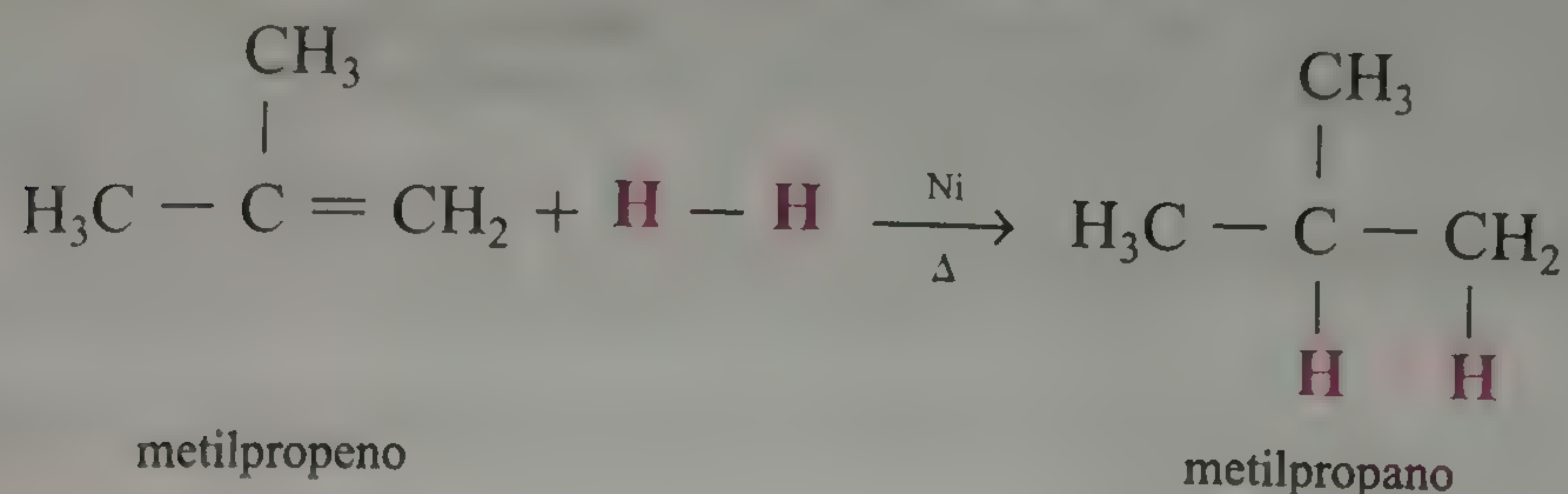
QUÍMICA ORGÂNICA

Empregam-se reagentes como hidrogênio (H_2), halogênios (X_2) e halogenidretos (HX), água e ácido sulfúrico ($H - OSO_3H$).

Alcenos

Hidrogenação catalítica

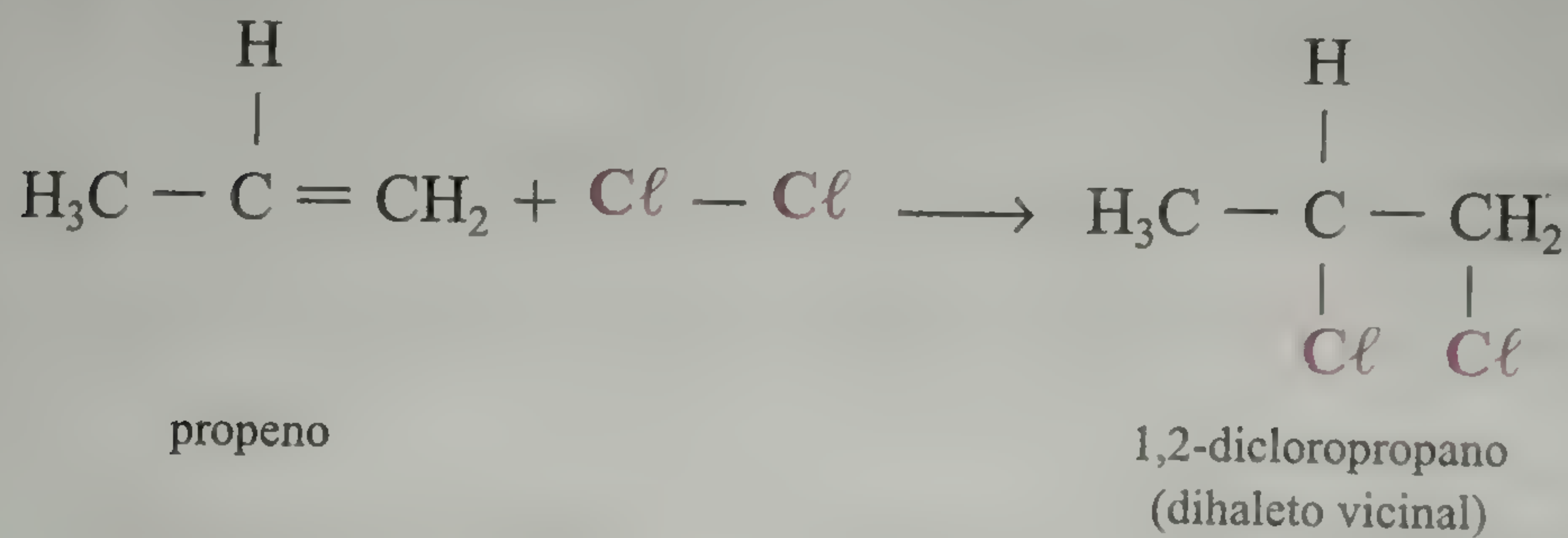
A reação denomina-se Sabatier-Sanderens.



Halogenação

Pode ser realizada com X_2 .

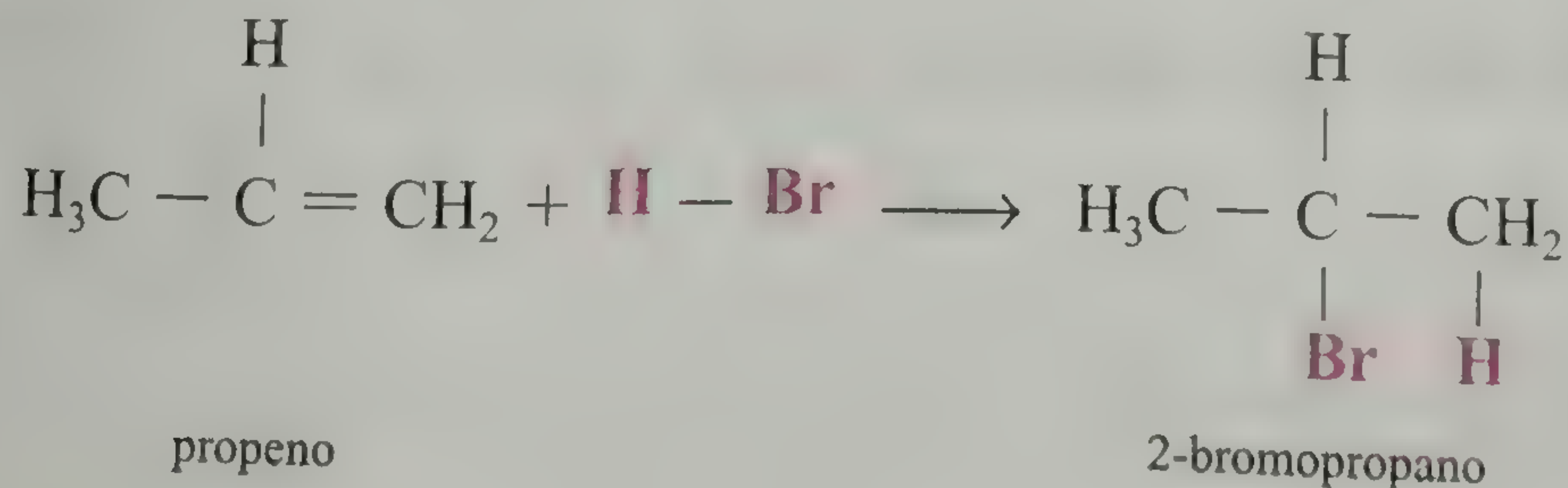
X_2 (F_2 , Cl_2 , Br_2 ou I_2)



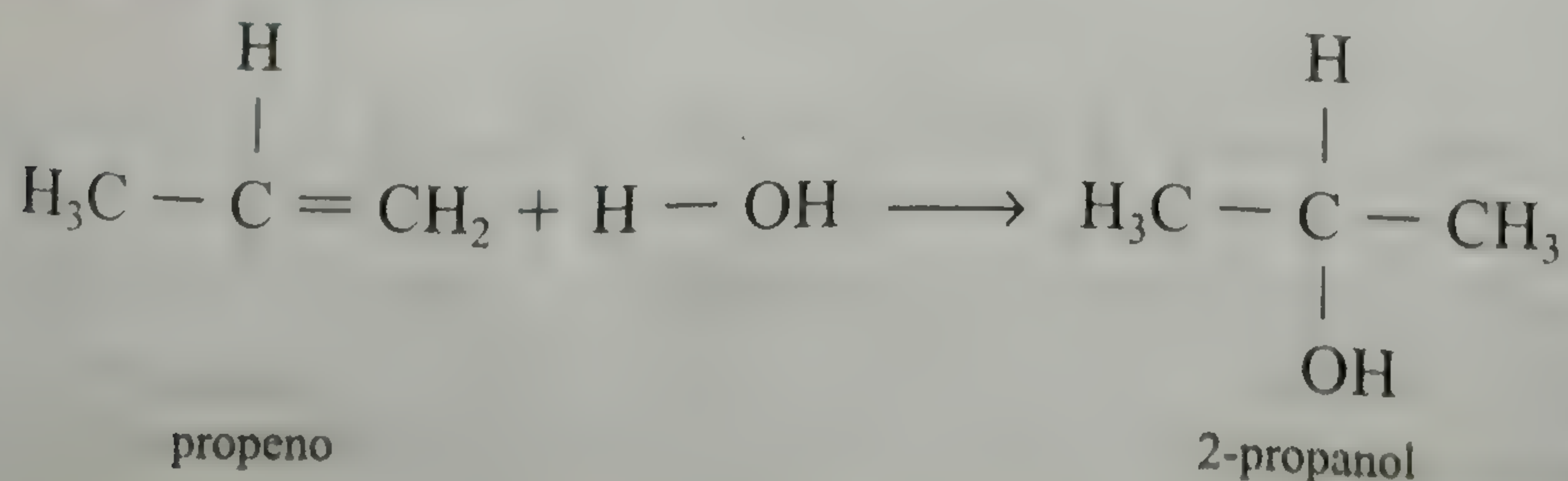
Adição de haletos de hidrogênio

HX (HCl , HBr , HI)

A quebra da ligação π possibilita a adição, nesse caso, de dois radicais diferentes. O hidrogênio irá para o carbono mais hidrogenado da dupla ligação. É a regra de Markovnikov.

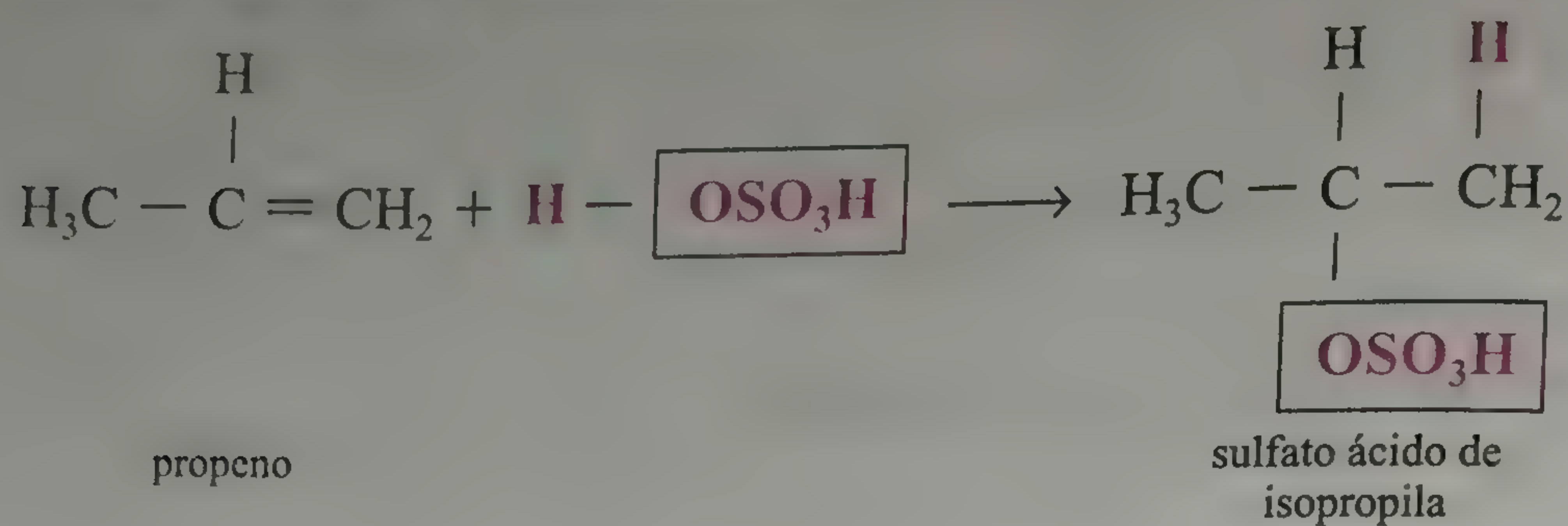


Adição de $H - OH$



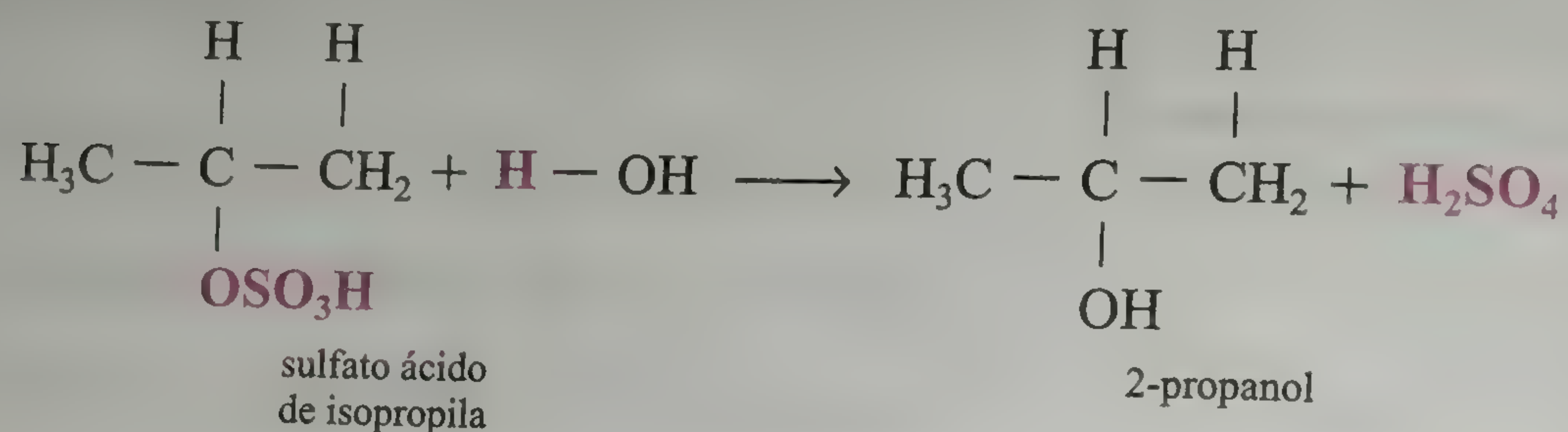
Adição de ácido sulfúrico ($\text{H} - \text{OSO}_3\text{H}$)

Utiliza-se a regra de Markovnikov.



Observação

Tratando-se o sulfato ácido obtido com água, ocorre uma hidrólise que regenera o H_2SO_4 e produz o álcool correspondente.

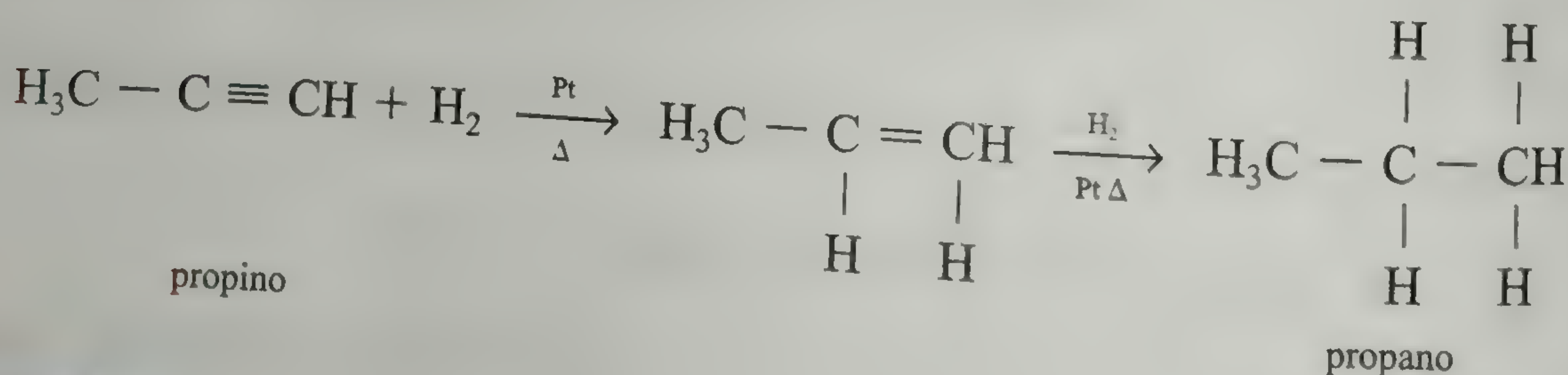


Alcinos

Nesses compostos, há ruptura das ligações pi (π) e adição do reagente.

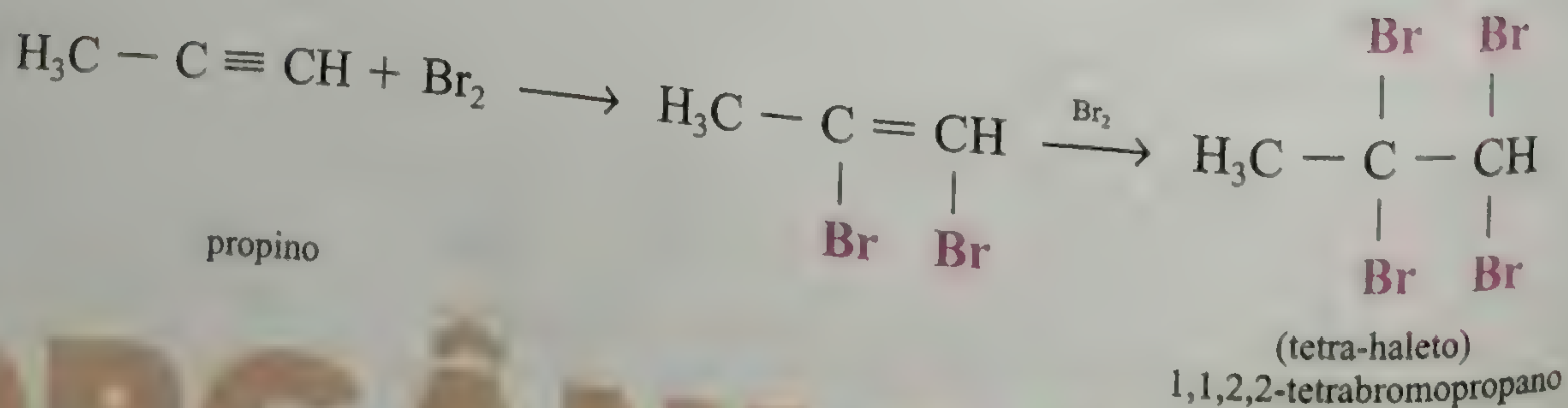
Hidrogenação catalítica

É o método de Sabatier-Sanderens.



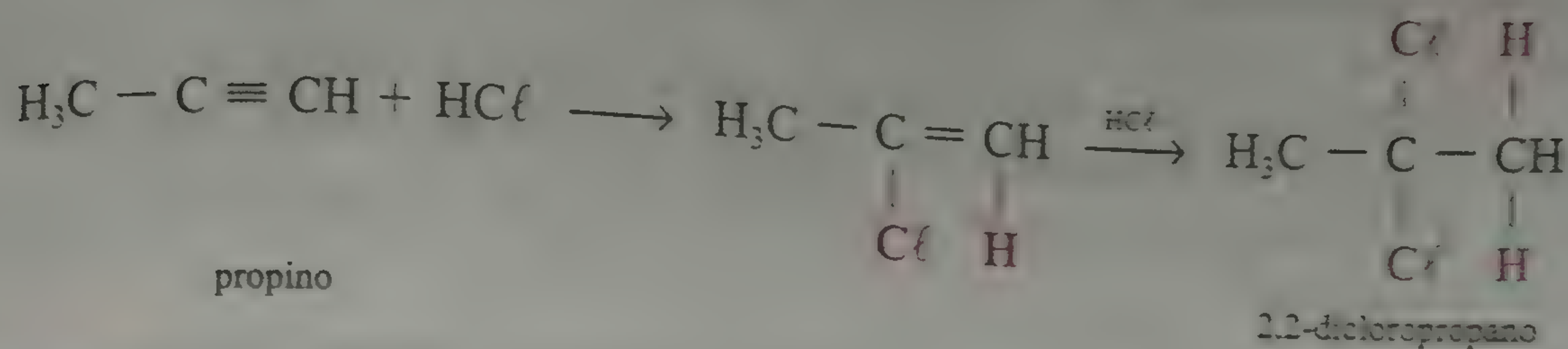
Halogenação

X_2 (F_2 , Cl_2 , Br_2 , I_2)



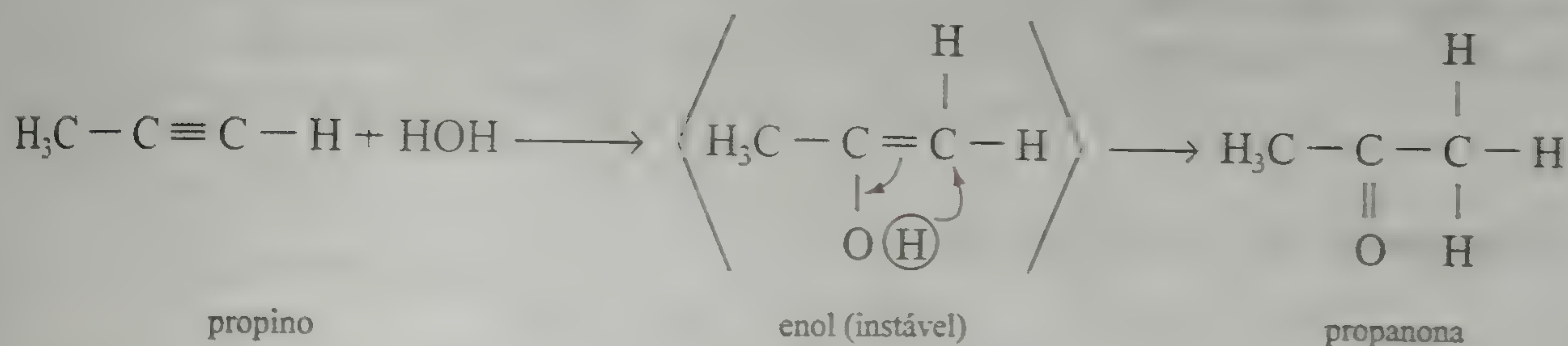
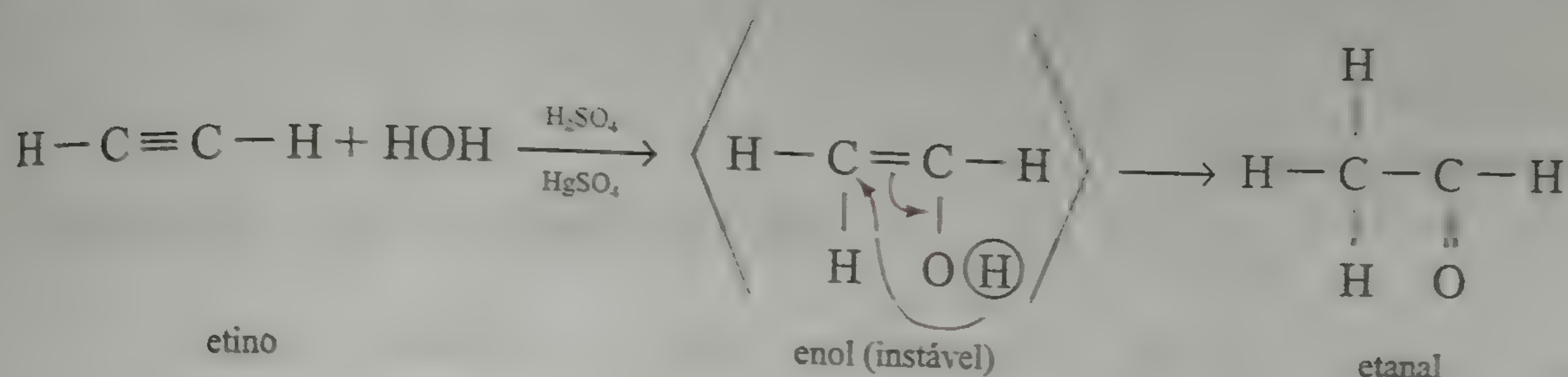
Adição de halogenidreto

HX (HCl, HBr e HI); usa-se a regra de Markovnikov.



Adição de água

Na presença de catalisador, forma-se inicialmente um enol instável, que se estabiliza na forma de um aldeído ou de uma cetona.

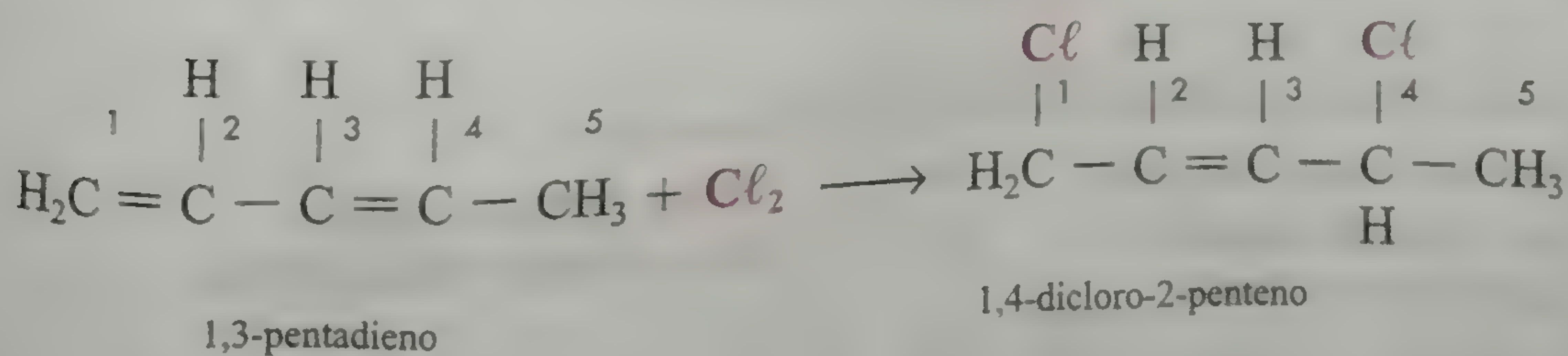
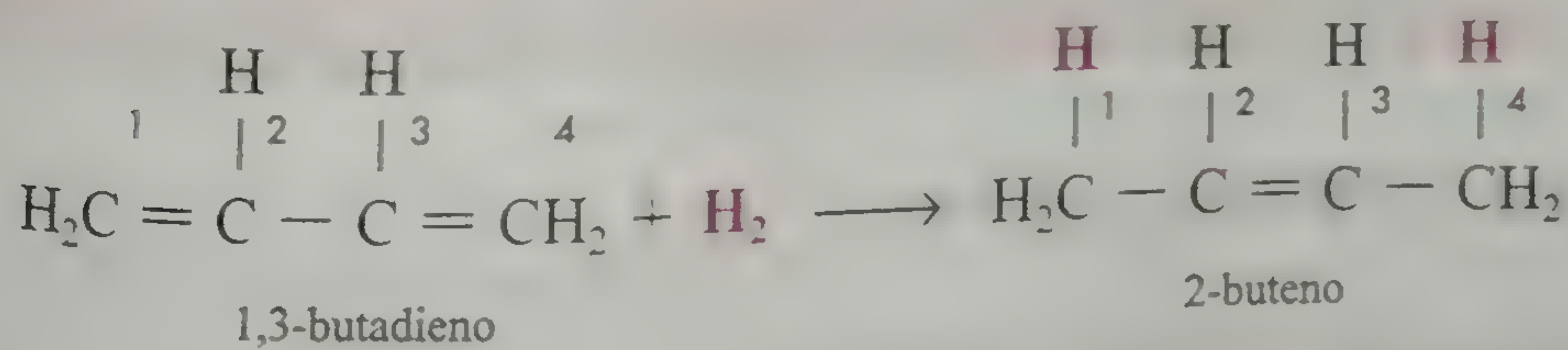


Dienos

Conforme a posição relativa das duplas ligações, podemos ter dienos acumulados (duplas no mesmo carbono), dienos conjugados (duplas separadas por uma simples ligação) e dienos isolados (duplas separadas por várias ligações simples).

Os dienos acumulados e isolados reagem normalmente como um alceno. Os dienos conjugados apresentam como característica a adição em 1,4 com formação de dupla ligação entre os carbonos 2 e 3.

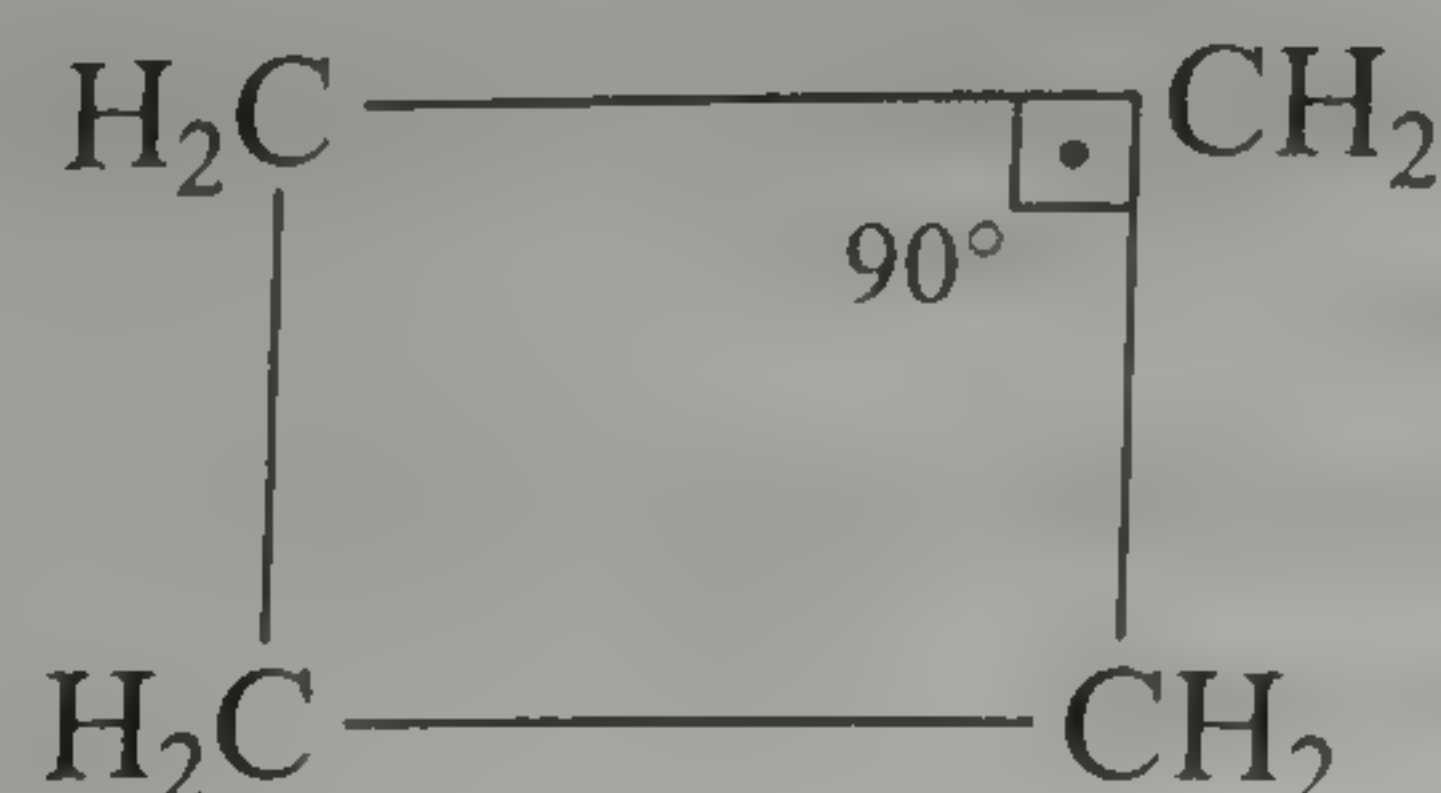
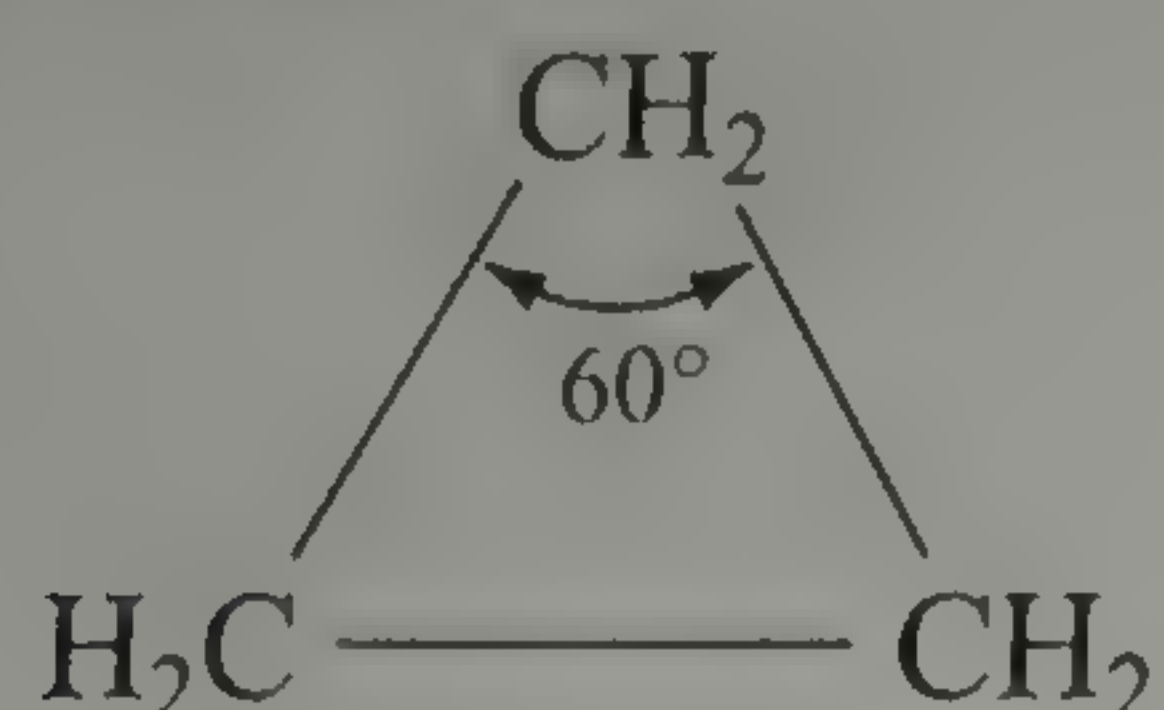
Exemplos:



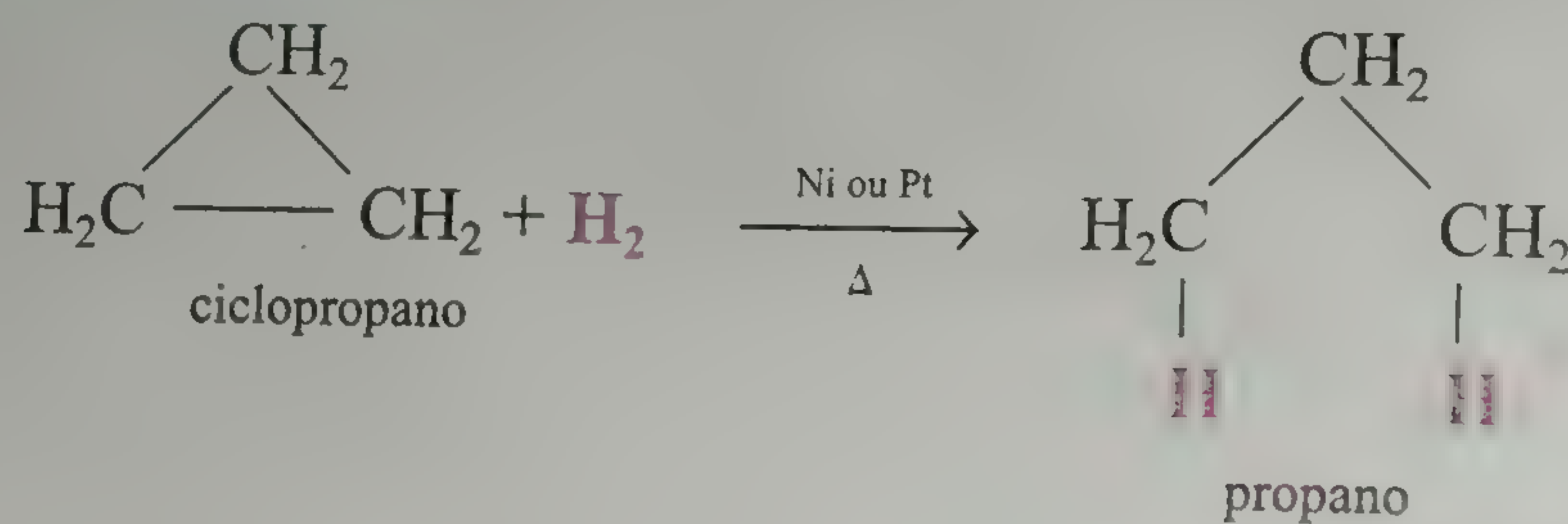
Ciclanos

A adição com rompimento do anel ocorre com os ciclanos que apresentam três ou quatro carbonos no ciclo. Essa propriedade é explicada com base na teoria das tensões de Bayer.

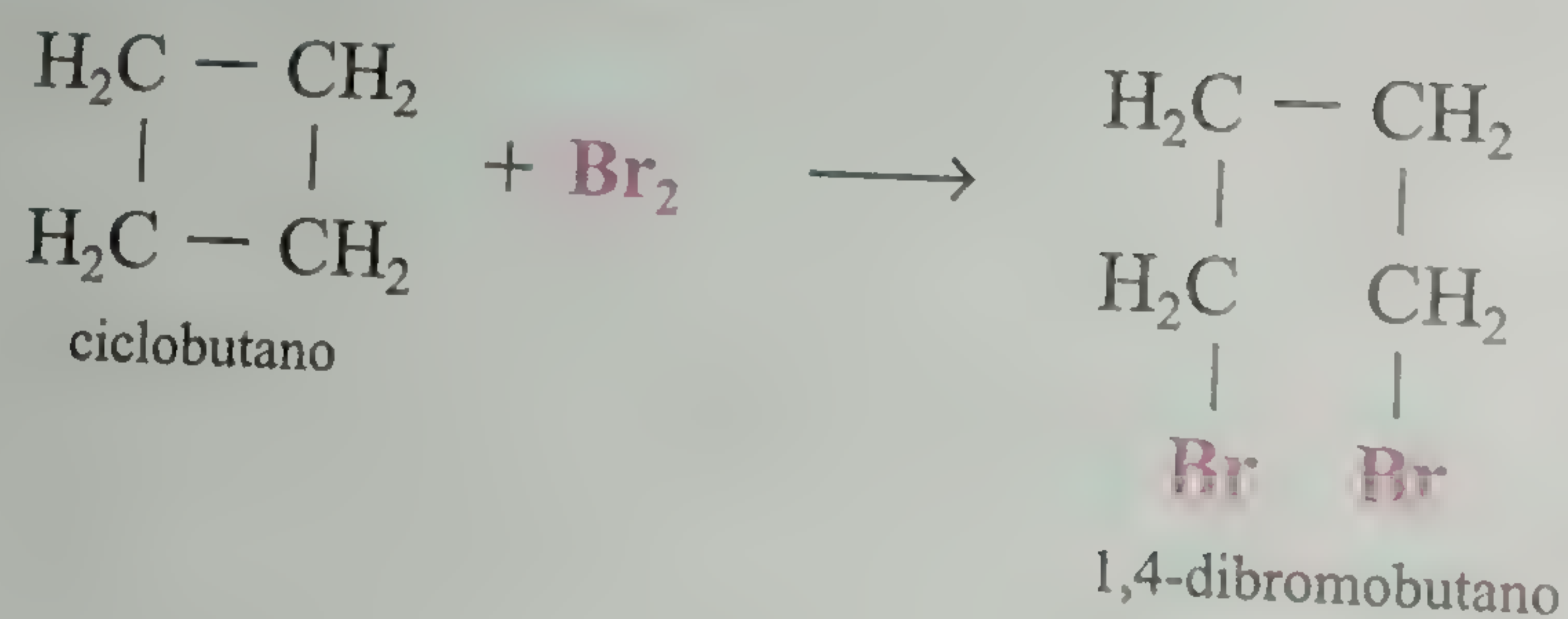
As ligações no anel do ciclopropano formam, entre si, ângulos de 60° ; o anel do ciclobutano apresenta ângulo de 90° entre as ligações. Há, portanto, um desvio em relação à estrutura tetraédrica de cada carbono ($109^\circ 28'$), o que acarreta uma maior reatividade do anel.



Hidrogenação catalítica



Halogenação (F_2 , Cl_2 , Br_2 ou I_2)

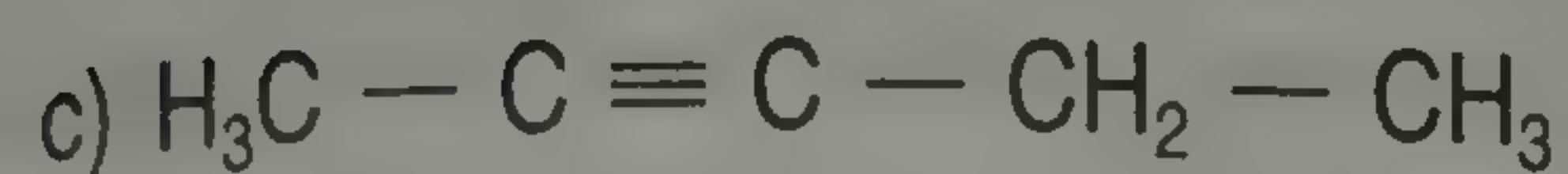
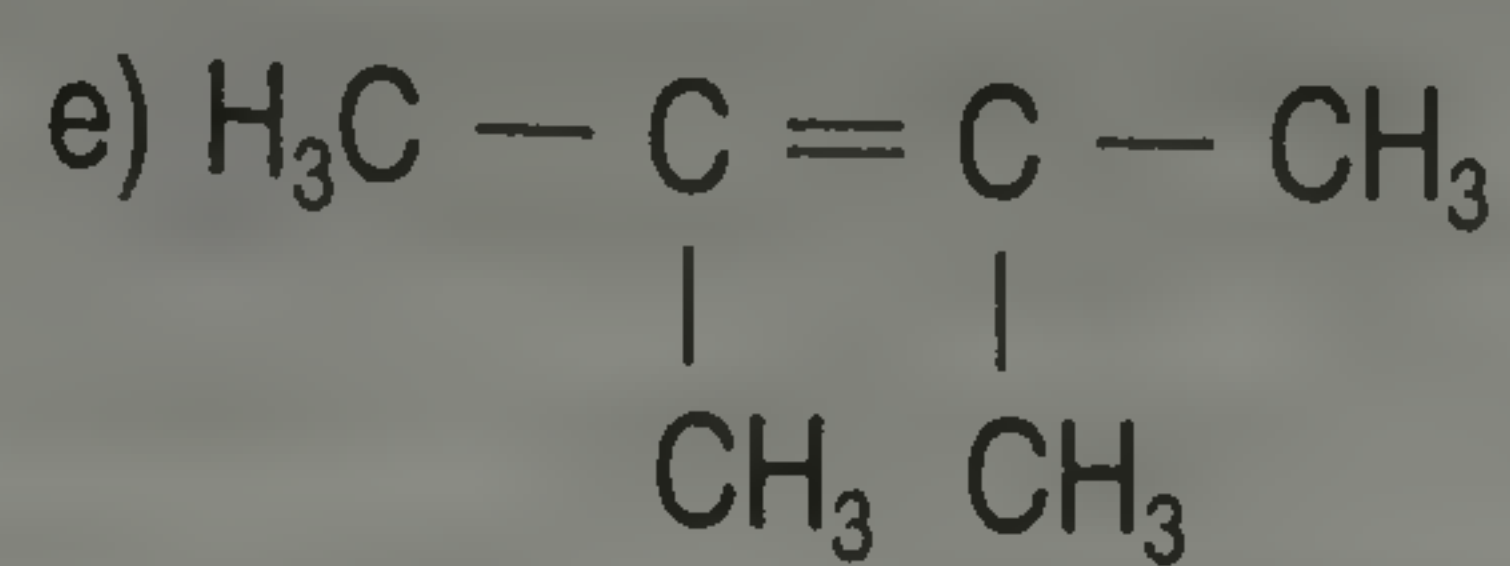
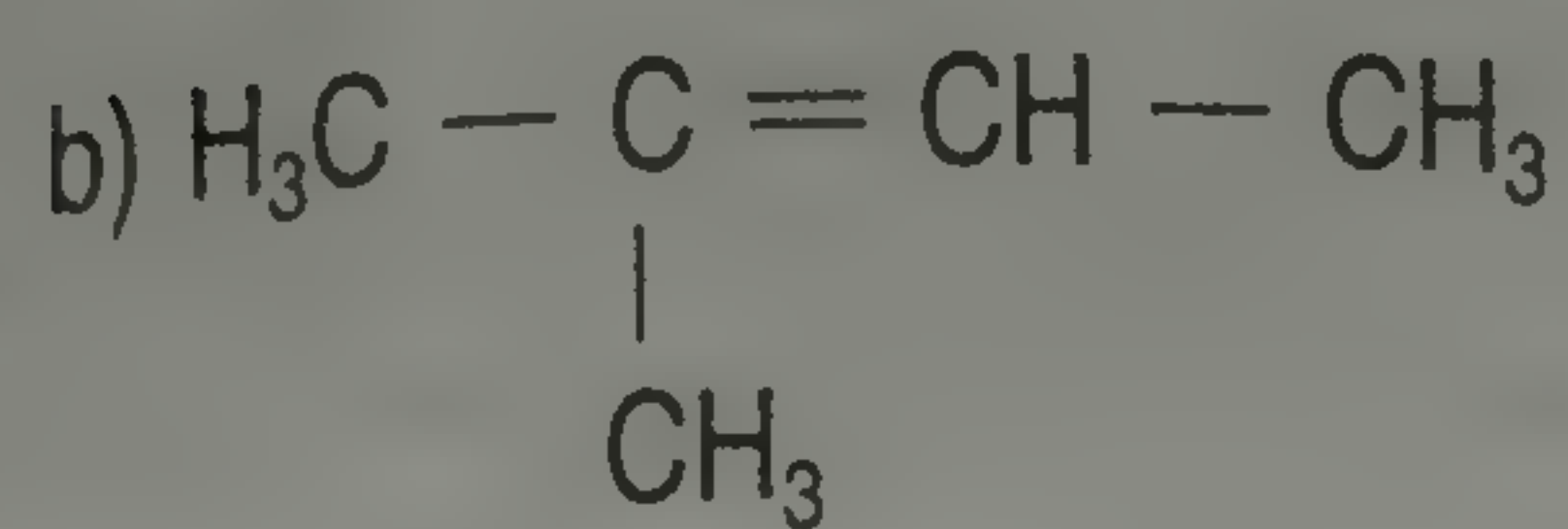
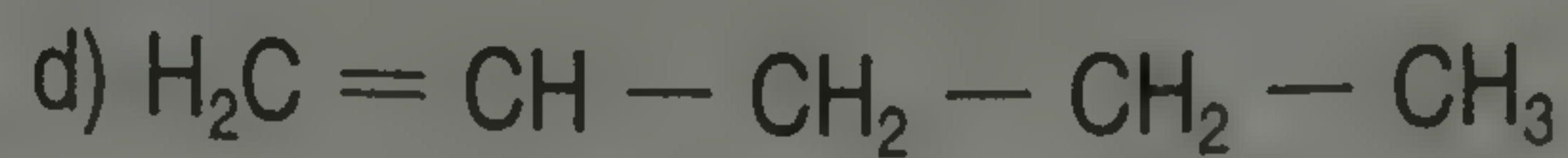
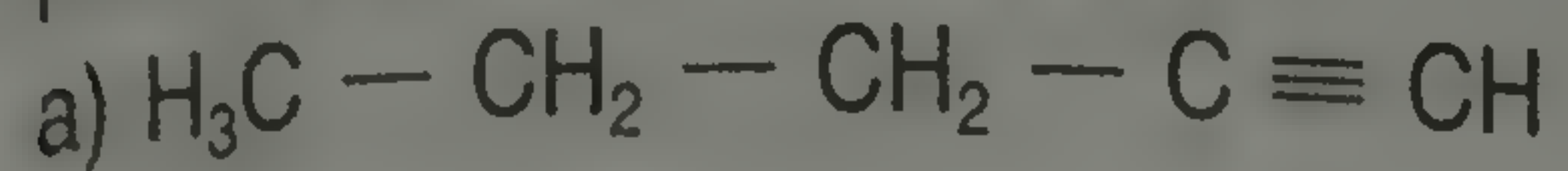


428

EXERCÍCIOS

- Equacione a reação do HBr com metil-2-buteno.
- Equacione a hidrogenação catalítica do ciclopropano.
- O produto de reação de adição do cloro ao propeno é:
 - um monoclureto orgânico.
 - um dicloreto inorgânico.
 - um dicloreto vicinal.
 - um dicloreto isolado.
 - um tetracloreto orgânico.

10. (UFU-MG) O hidrocarboneto insaturado que numa reação de adição com hidreto de cloro produz o 2-cloropentano é:



11. Escreva o nome e a fórmula estrutural da substância formada quando se faz reagir um mol de propeno com:

a) um mol de hidrogênio;

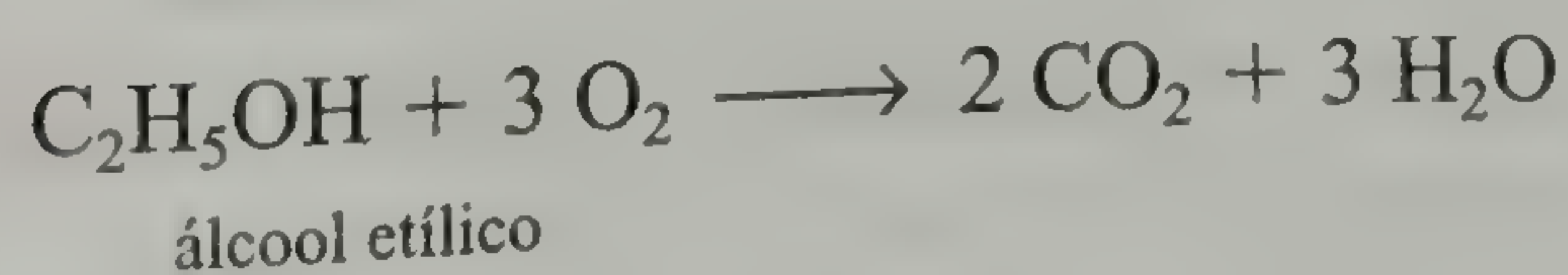
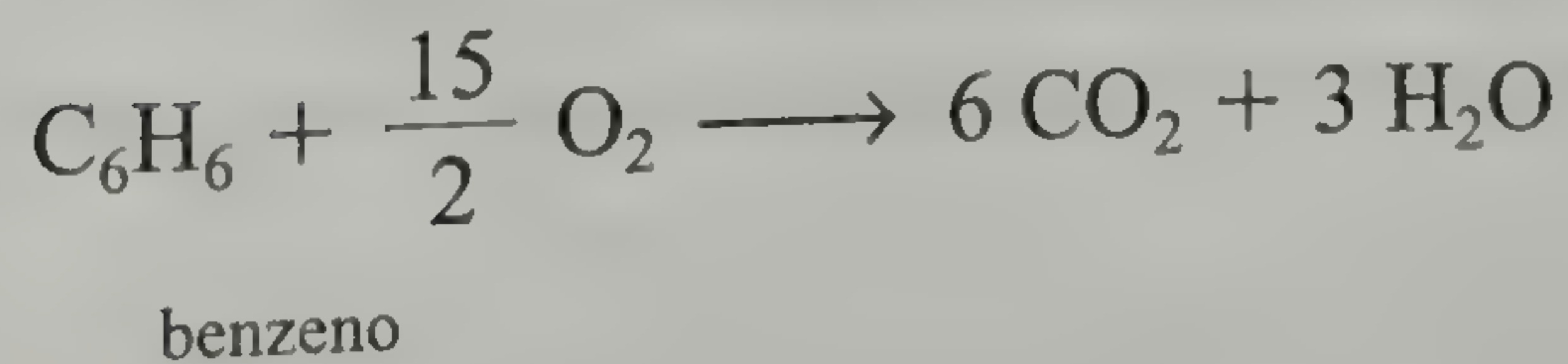
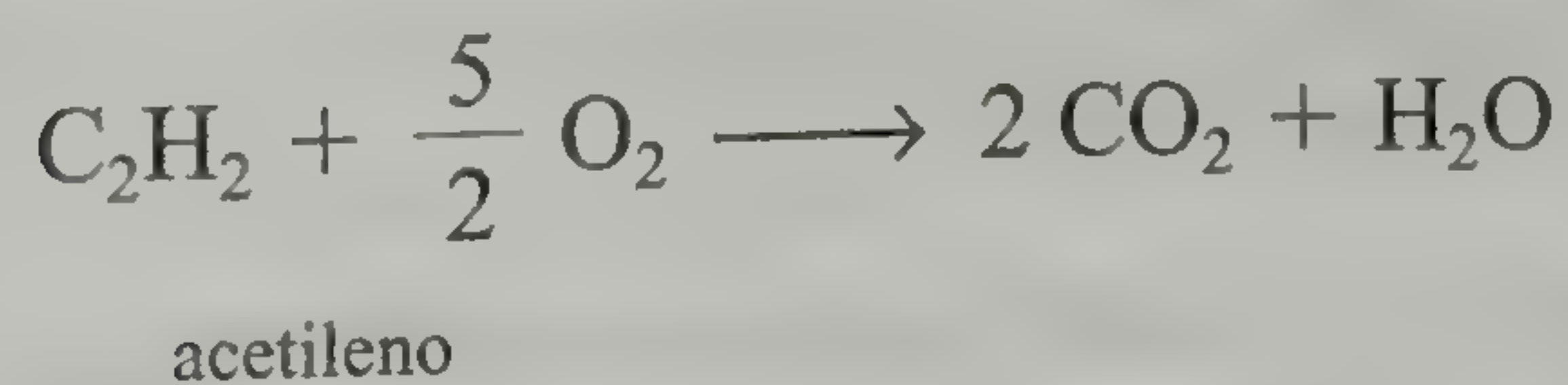
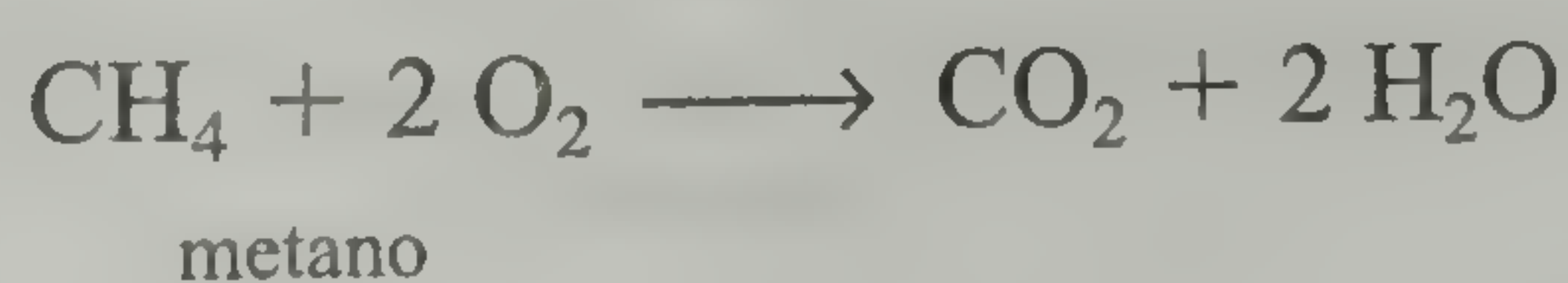
b) um mol de água.

Reação de combustão

Combustão é a reação de queima de um composto, alimentada pelo gás oxigênio, que é denominado comburente. A combustão total de uma substância orgânica produz gás carbônico e água. Se a queima não for completa, pode haver formação de monóxido de carbono ou de fuligem (carbono finamente dividido).

Exemplos:

– Combustões completas



– Combustões incompletas



Reações com outros oxidantes

Oxidantes como permanganato de potássio e dicromato de potássio reagem com hidrocarbonetos insaturados, enquanto os saturados mostram-se inertes a tais reagentes.

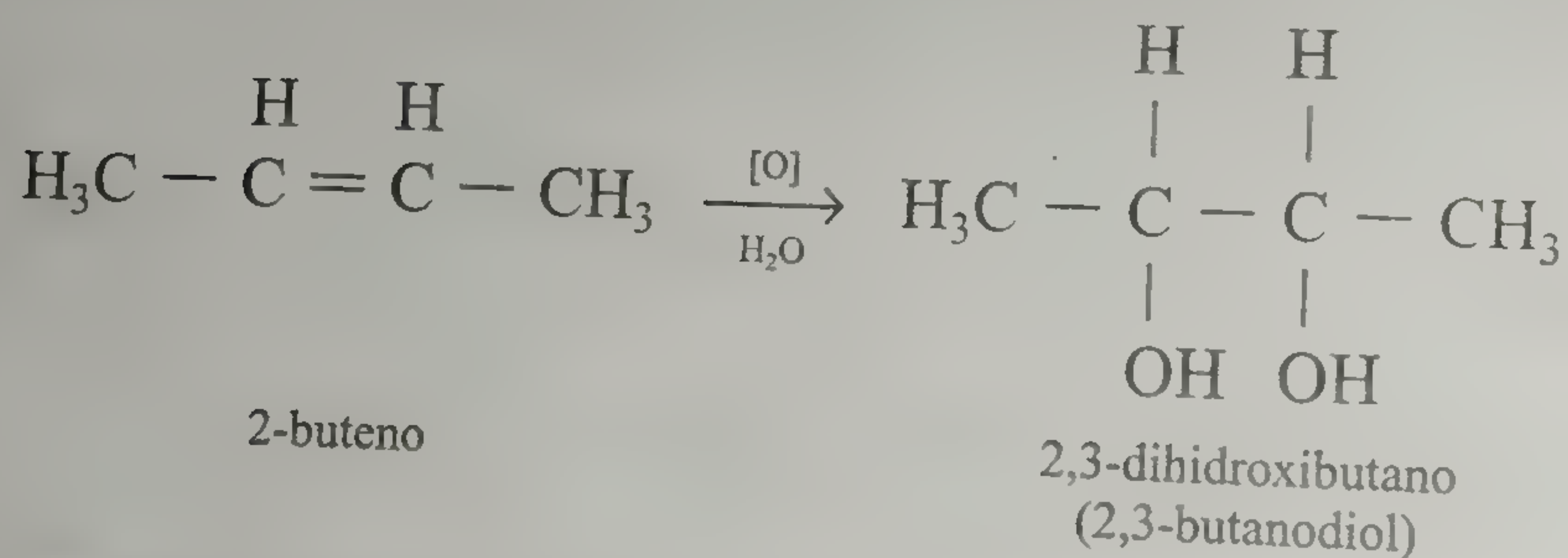
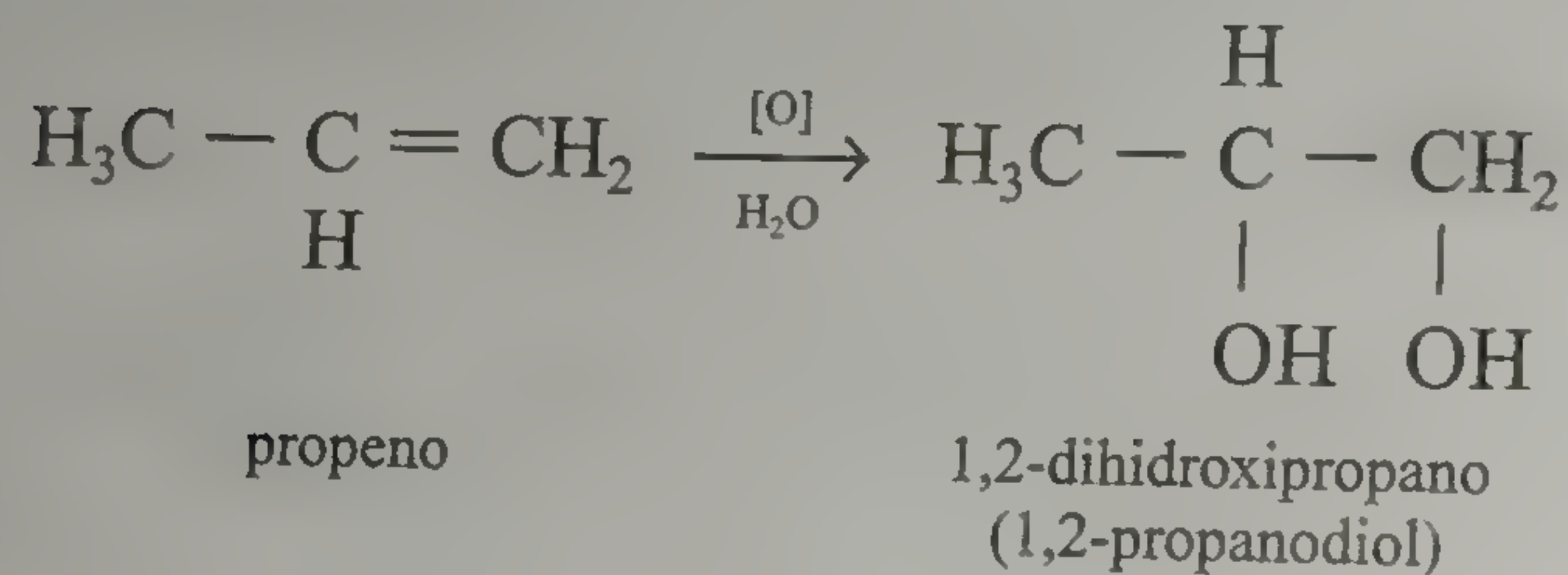
A oxidação pode ser *branda* ou *enérgica*. Usando-se KMnO_4 a frio e em meio neutro ou alcalino, obtém-se uma oxidação *branda*, com rompimento apenas da ligação π . Em meio ácido e a quente, a oxidação será *enérgica*, com ruptura das ligações π e σ .

Em cada reação de oxidorredução, representaremos apenas as transformações que ocorrem com o composto orgânico; a atuação do oxidante será representada na forma de oxigênio nascente: $[\text{O}]$.

Alcenos

Na *oxidação branda*, usando-se a solução de KMnO_4 em meio neutro, que é denominado *reativo de Bayer*, forma-se um diálcool vicinal.

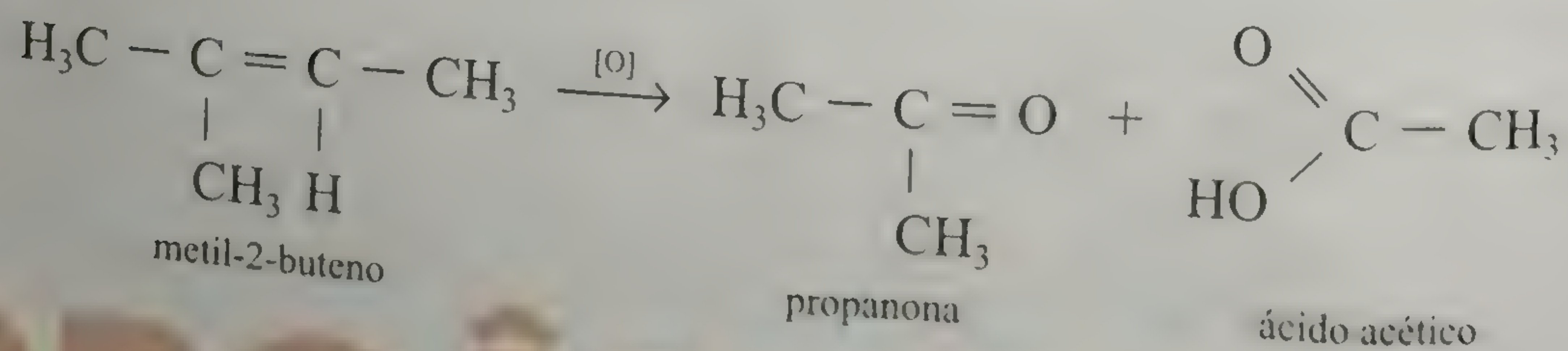
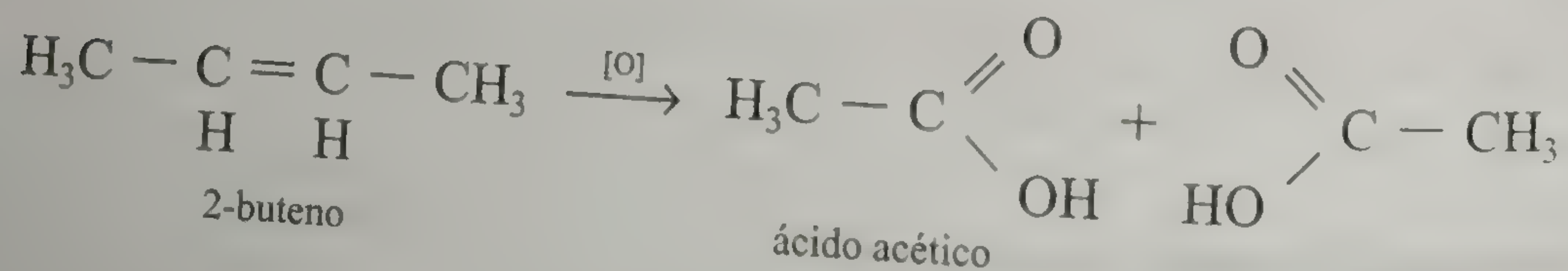
Exemplos:



Essa reação permite diferenciar um alceno de seu correspondente isômero cíclico, incapaz de decolorar o reativo de Bayer.

Na *oxidação enérgica*, de acordo com a posição da dupla ligação quando se rompe a cadeia, há formação de cetona ou ácido carboxílico: se o carbono da dupla for ramificado, forma-se uma cetona, caso contrário, um ácido carboxílico.

Exemplos:



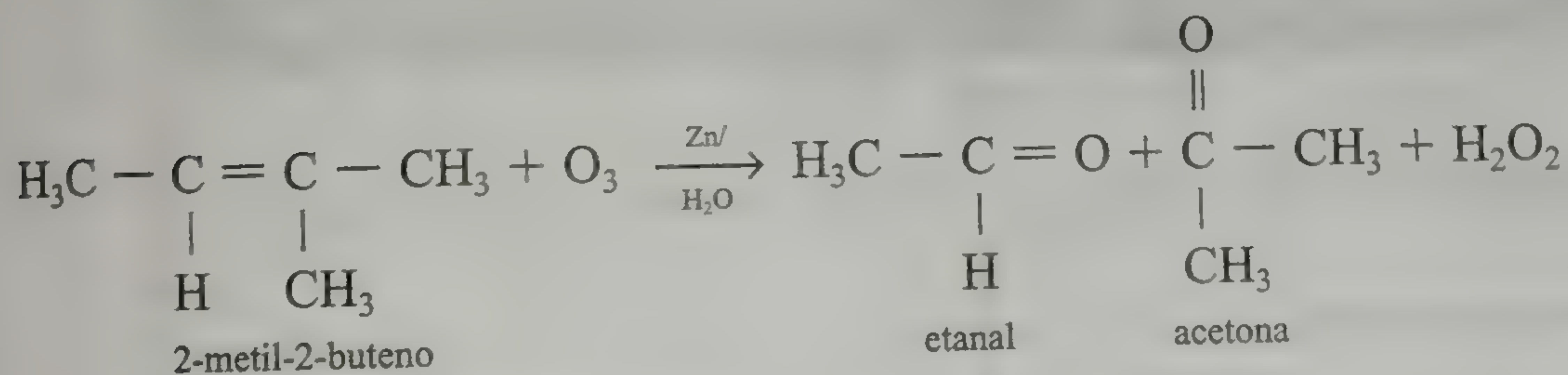
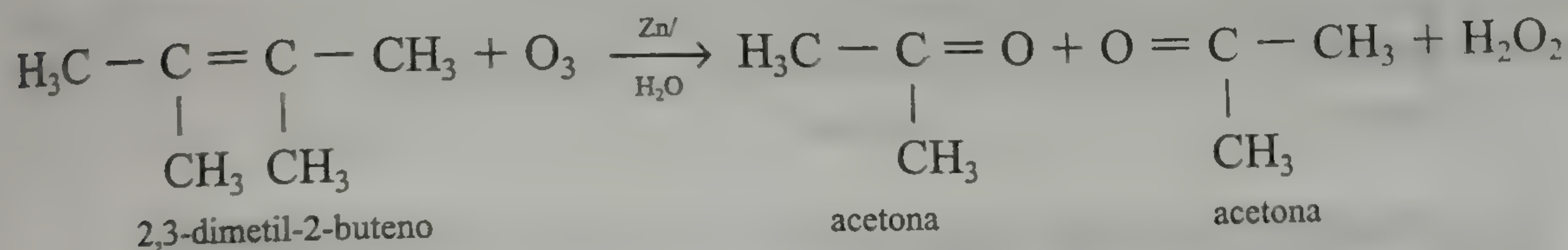
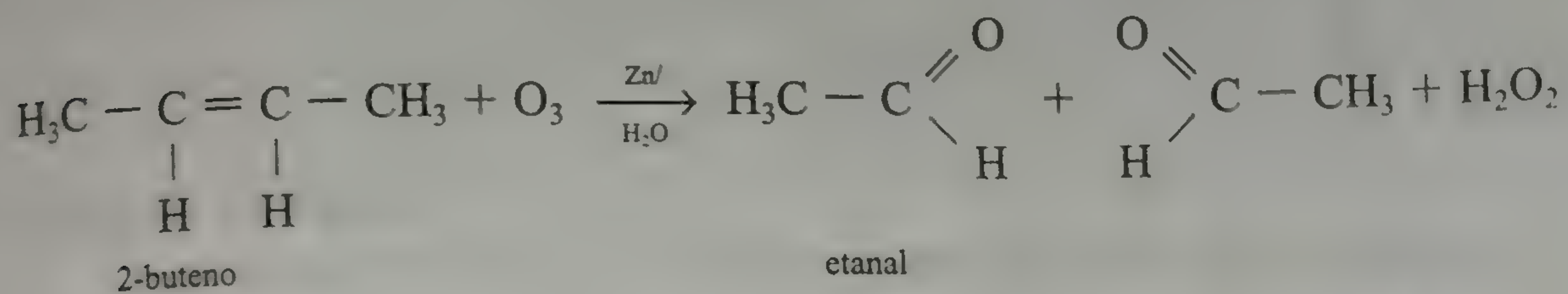
Observação

Se o carbono da dupla for primário, será formado ácido carbônico H_2CO_3 , que se decompõe em $\text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$.

Na reação com ozônio (ozonólise), os alcenos são transformados em ozonetos que, a seguir, sofrem hidrólise, produzindo, além de água oxigenada, aldeídos ou cetonas (no caso do carbono da dupla ser terciário).

Nessa reação, emprega-se zinco para impedir a oxidação do aldeído pela água oxigenada.

Exemplos:

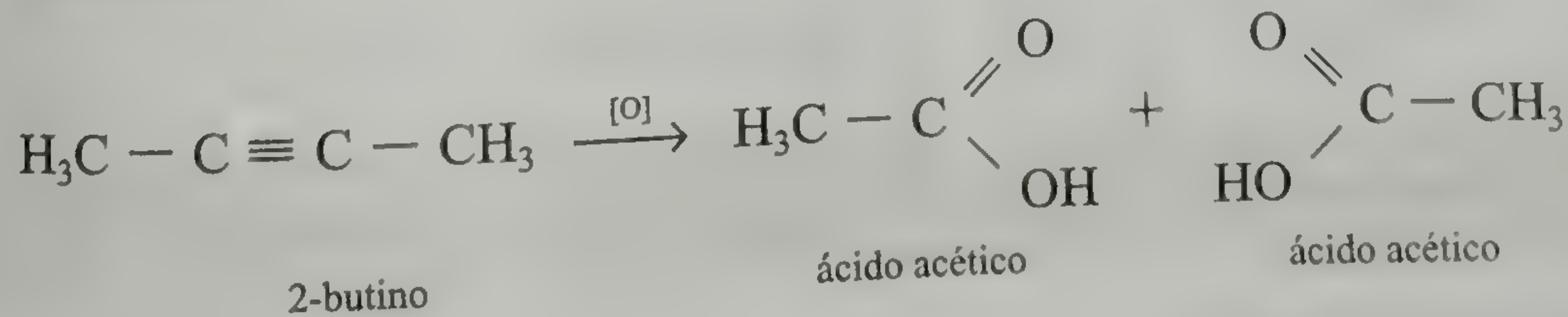


Por meio dessa reação é possível localizar a posição da dupla ligação em alcenos.

Alcinos

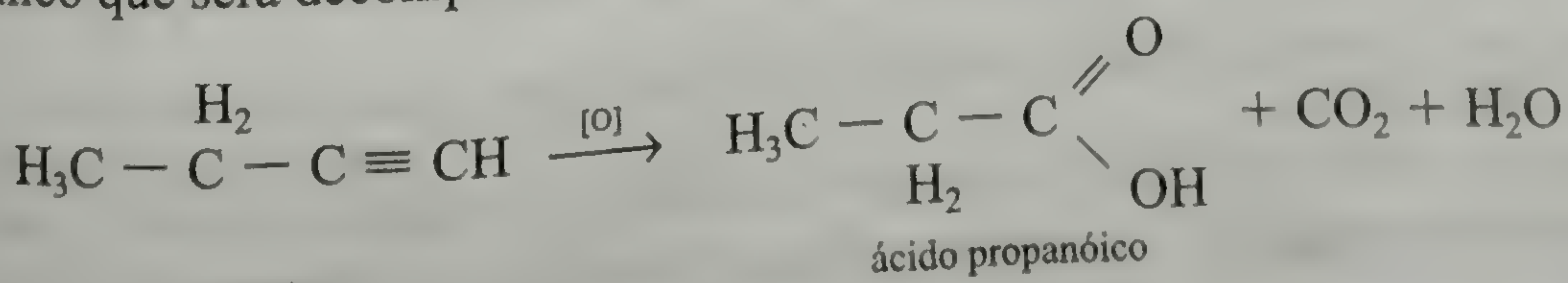
Por oxidação enérgica com KMnO_4 em meio ácido, há ruptura total da tripla ligação, formando-se ácidos carboxílicos.

Exemplos:



Observação

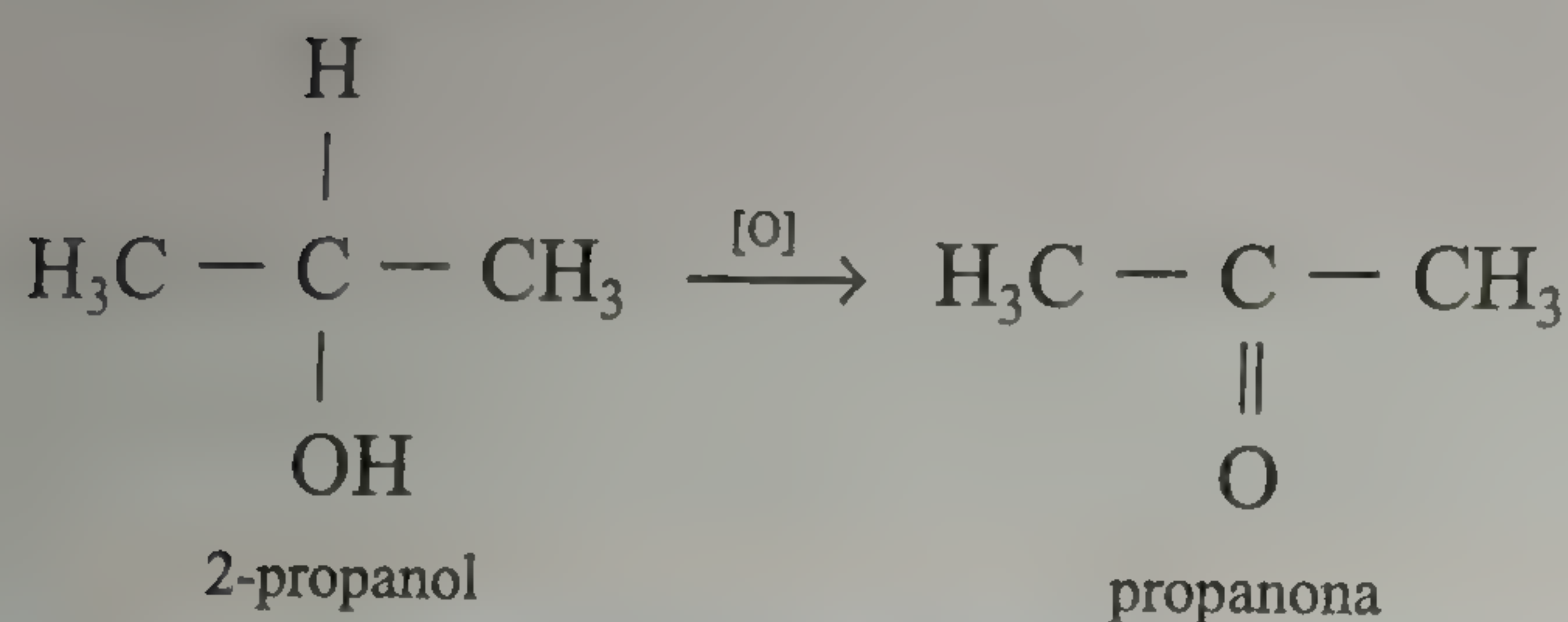
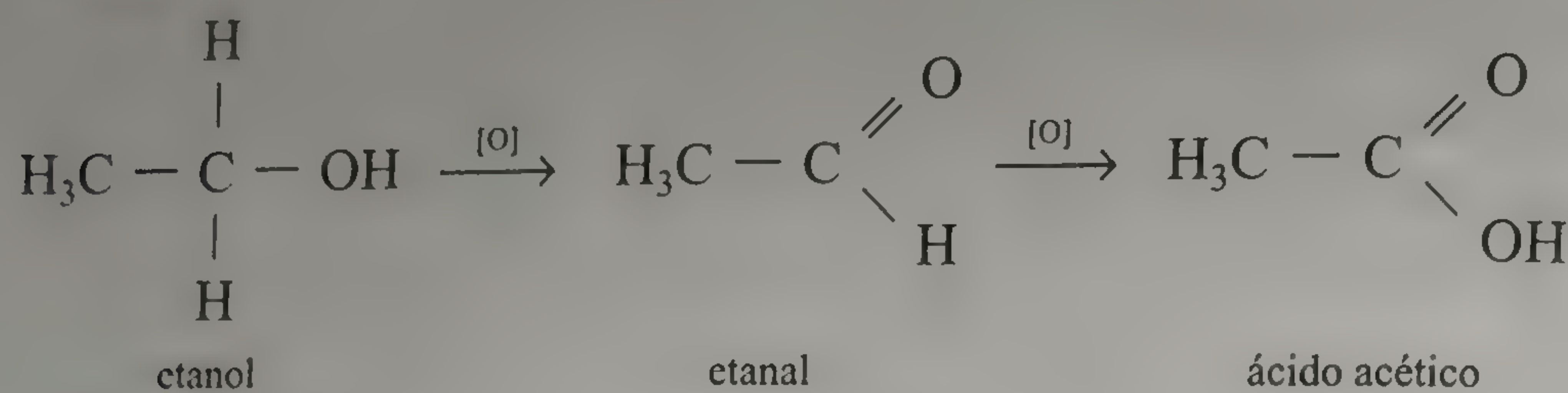
Se o carbono estiver na extremidade da cadeia, dará origem à formação de ácido carbônico que será decomposto em água e gás carbônico.



Álcoois

Por reação com KMnO_4 ou $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ em meio ácido, álcoois primários e secundários sofrem oxidações diferenciadas: os primários dão aldeídos e estes, ácidos carboxílicos, os secundários dão cetonas e os terciários, por sua vez, não sofrem oxidação.

Exemplos:



TIPO DE ÁLCOOL	PRODUTO DE OXIDAÇÃO
Primário: $\text{R} - \underset{\text{H}_2}{\overset{\text{H}}{\text{C}}} - \text{OH}$	aldeído ou ácido carboxílico
Secundário: $\text{R} - \underset{\text{H}}{\overset{\text{R}'}{\text{C}}} - \text{OH}$	cetona
Terciário: $\text{R} - \underset{\text{OH}}{\overset{\text{R}'}{\text{C}}} - \text{R}''$	não se formam

Aldeídos e cetonas

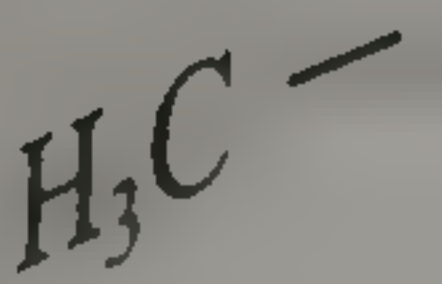
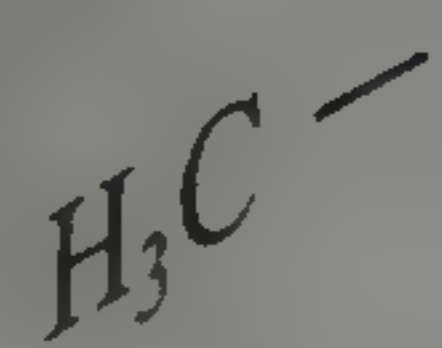
Os aldeídos oxidam-se com facilidade, o que os diferencia das cetonas.

Os oxidantes empregados na diferenciação de aldeídos e cetonas são os reagentes de Tollens e o reagente de Fehling.

Reagentes de Tollens

É uma solução amoniacal de AgNO_3 incolor. Os aldeídos reduzem o reagente produzindo uma prata metálica, espelhando a parede do tubo de ensaio.

Exemplos:

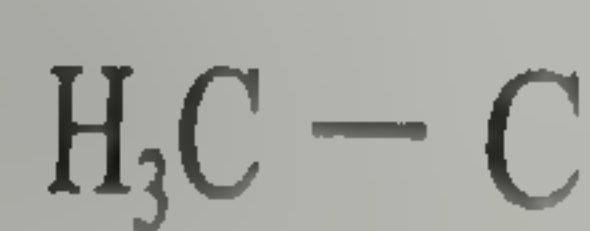


acet

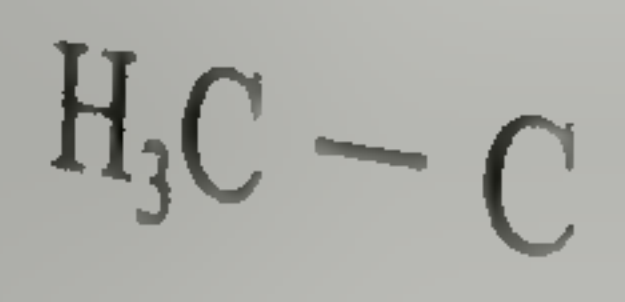
Reagente de Fehling

Esse reagente é obtido de tartarato duplo de sódio e de no momento de sua utilização Cu_2O vermelho-tijolo.

Exemplos:



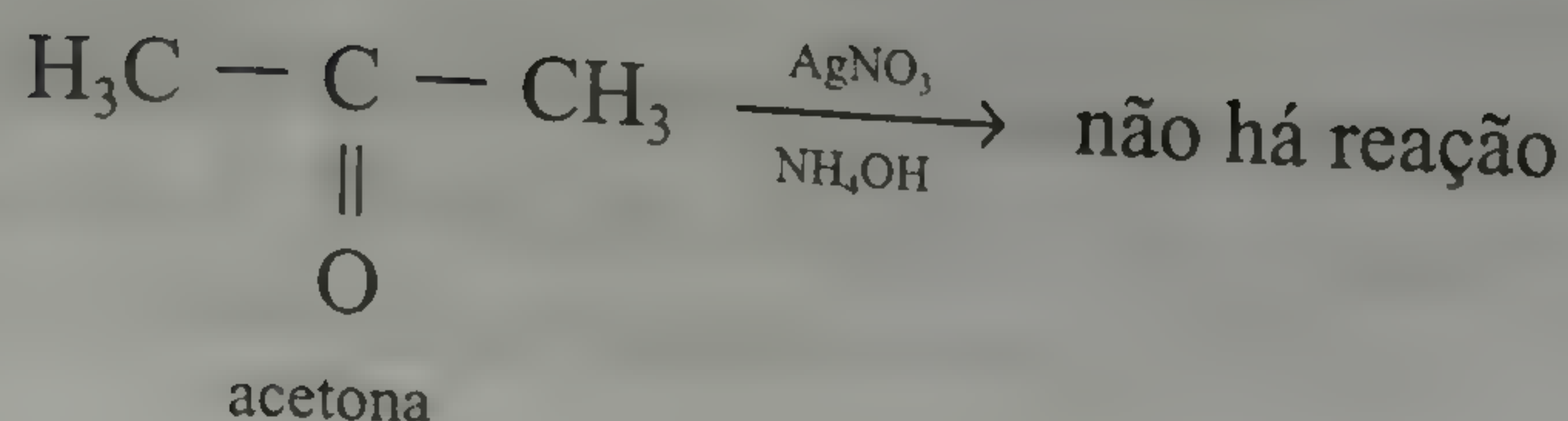
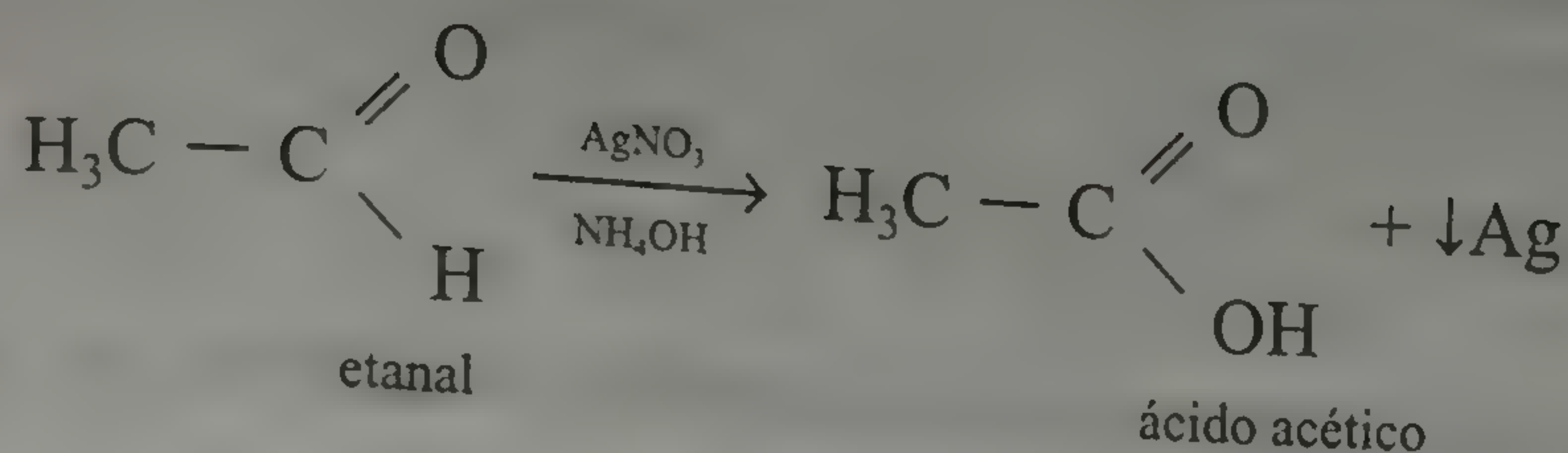
etanal



O

acetona

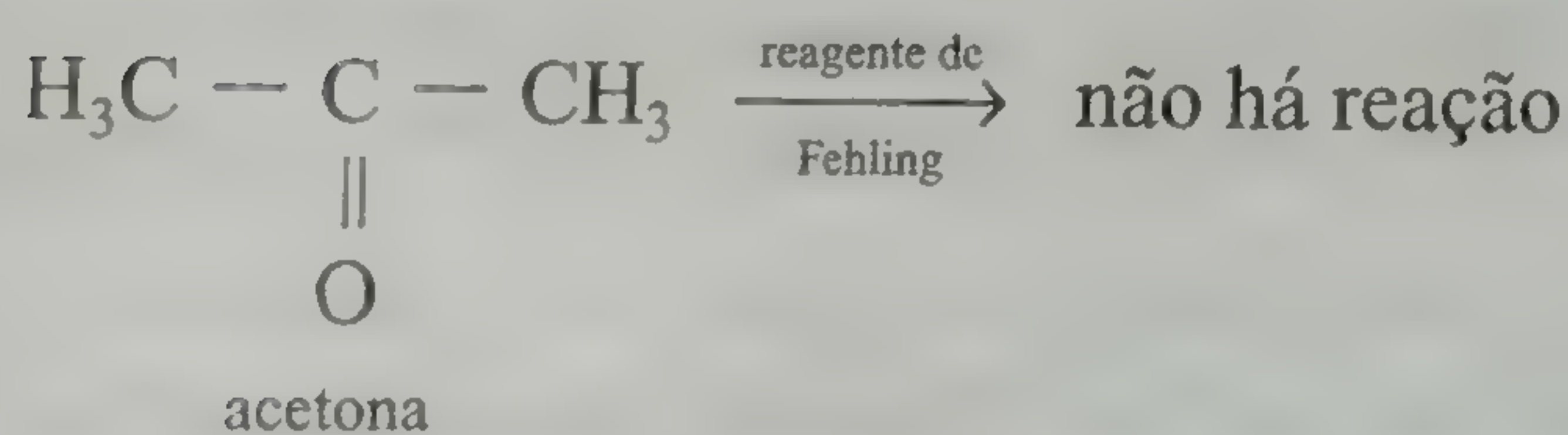
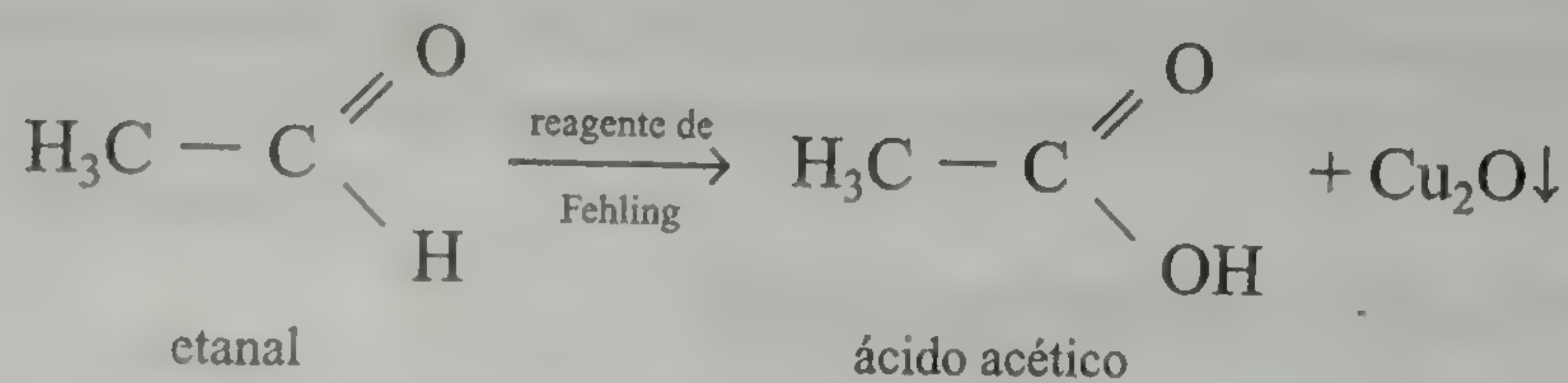
Exemplos:



Reagente de Fehling

Esse reagente é obtido pela mistura de uma solução de CuSO_4 com uma solução de tartarato duplo de sódio e potássio em meio alcalino. Essa mistura deve ser preparada no momento de sua utilização. Na reação com aldeídos, forma-se um precipitado de Cu_2O vermelho-tijolo.

Exemplos:



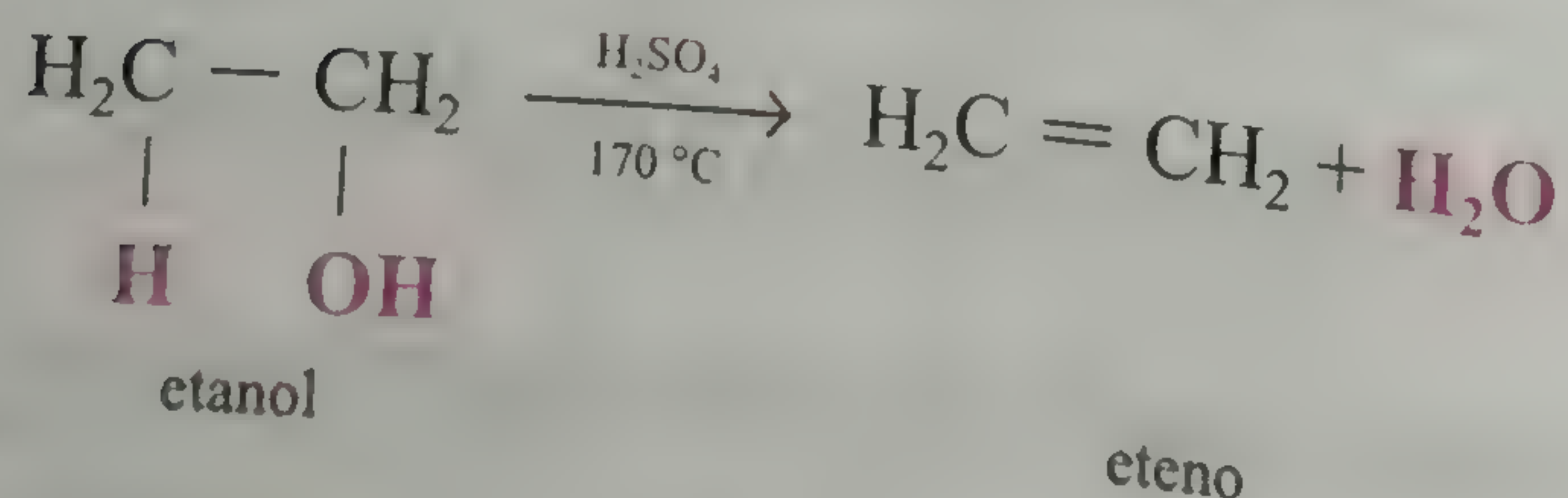
EXERCÍCIOS

12. Equacione a combustão completa e incompleta do isobutano.
13. Equacione a oxidação enérgica do 2-penteno e dê nome aos produtos formados.
14. Um alceno produz por oxidação enérgica a acetona e o ácido acético. Qual o nome e a fórmula desse alceno?
15. Equacione a reação de oxidação do 2-buteno com o reativo de Bayer.

- ## Reações de eliminação

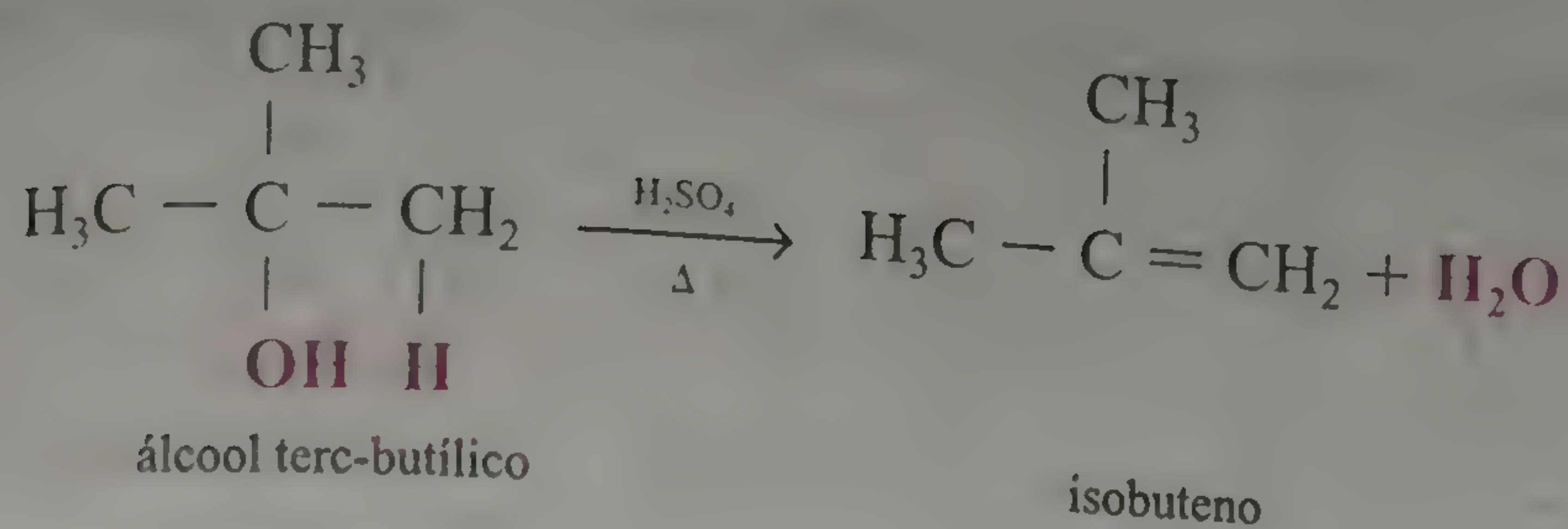
Desidratação

Exemplos:



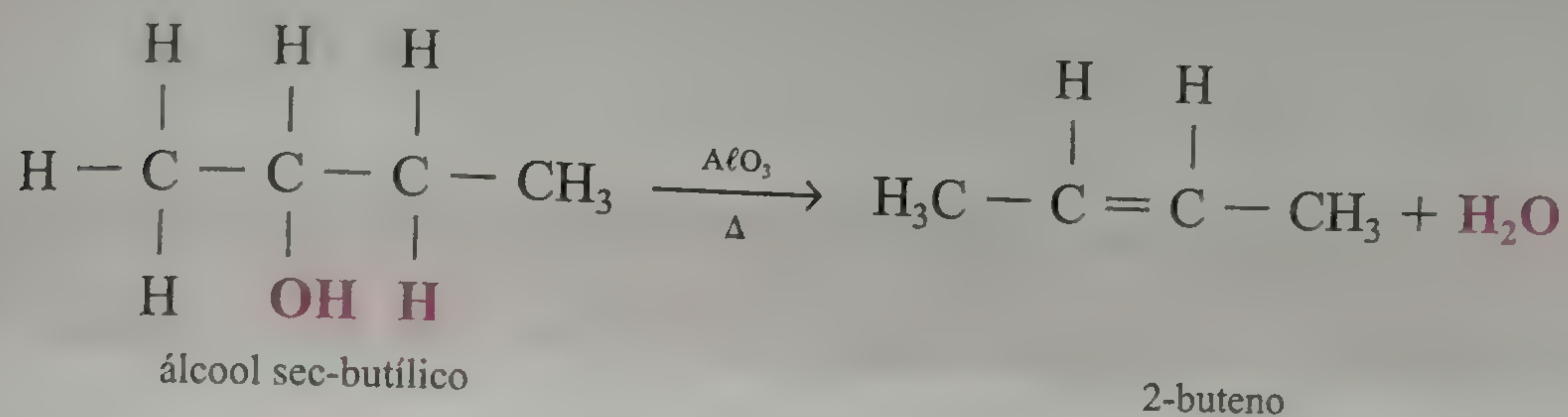
Quanto à facilidade de desidratação, os álcoois que mais facilmente se desidratam são os terciários; depois os secundários e, por último, os primários.

Exemplo:

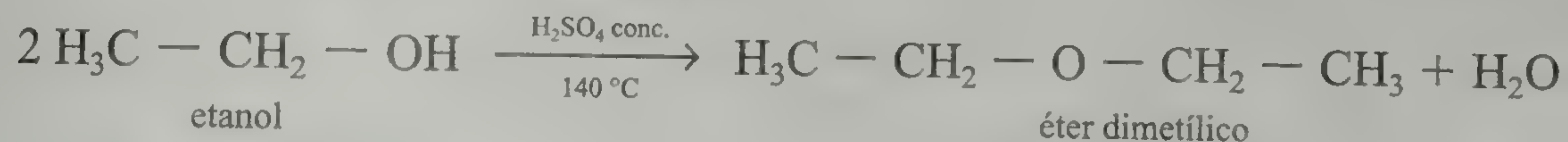


Na desidratação de álcoois, o hidrogênio eliminado é sempre o do carbono menos hidrogenado, vizinho ao da hidroxila (*regra de Saytzeff*).

Exemplo:

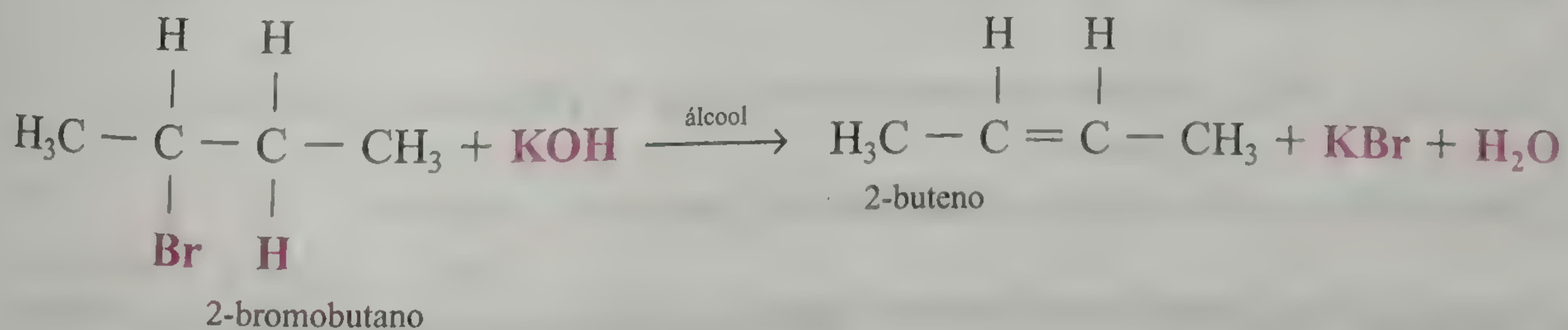


Se a reação for feita em presença de H_2SO_4 concentrado, a 140°C , a desidratação ocorrerá entre duas moléculas de álcool, isto é, uma desidratação intermolecular produzindo éter dietílico. Esse é o método mais importante de obtenção do éter sulfúrico vendido comercialmente.

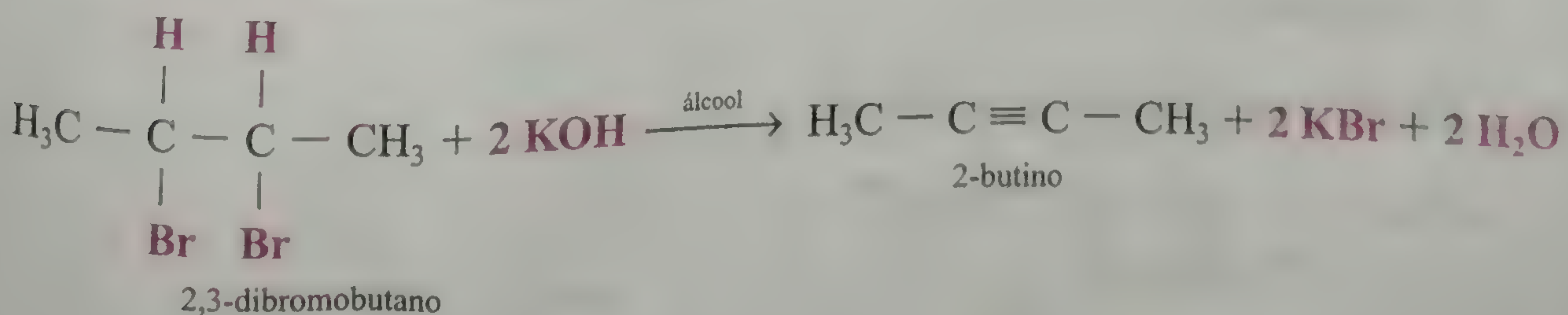


Eliminação de HX

A partir de monohaleto de alquila, na presença de hidróxido de potássio ou sódio e em meio alcoólico (o haleto de alquila é solúvel em álcool), produzem-se alcenos. Aqui, a facilidade de eliminação dos haleto terciários é maior que a de secundários, e a destes maior que a de primários. A retirada de H faz-se pela regra de Saytzeff.



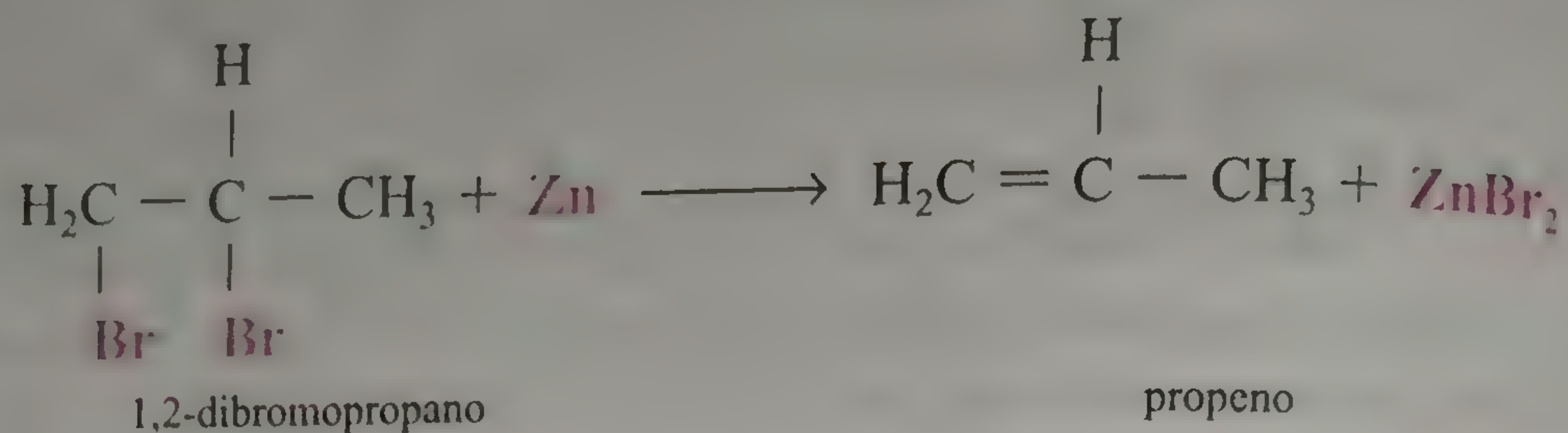
A partir de dihaletos vicinais, na reação com KOH em meio alcoólico, formam-se alcinos.



Observação

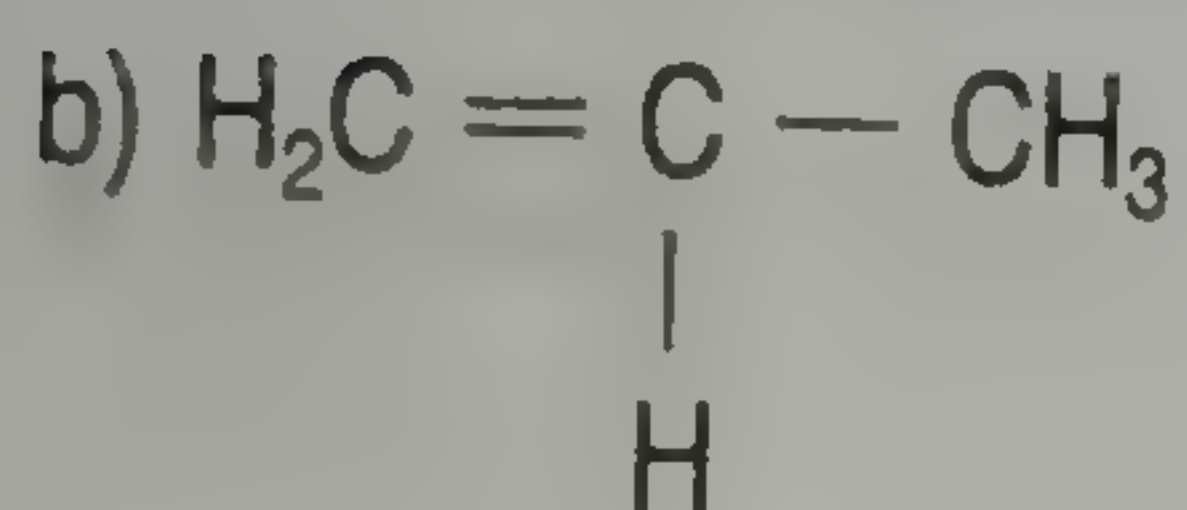
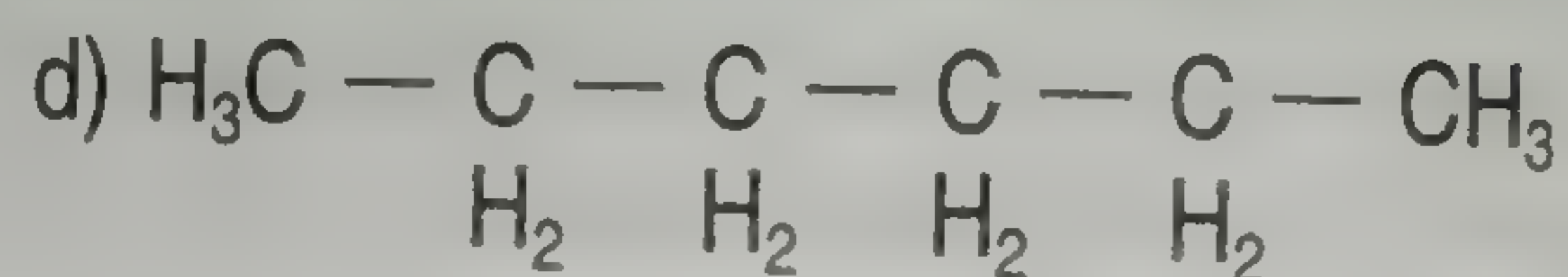
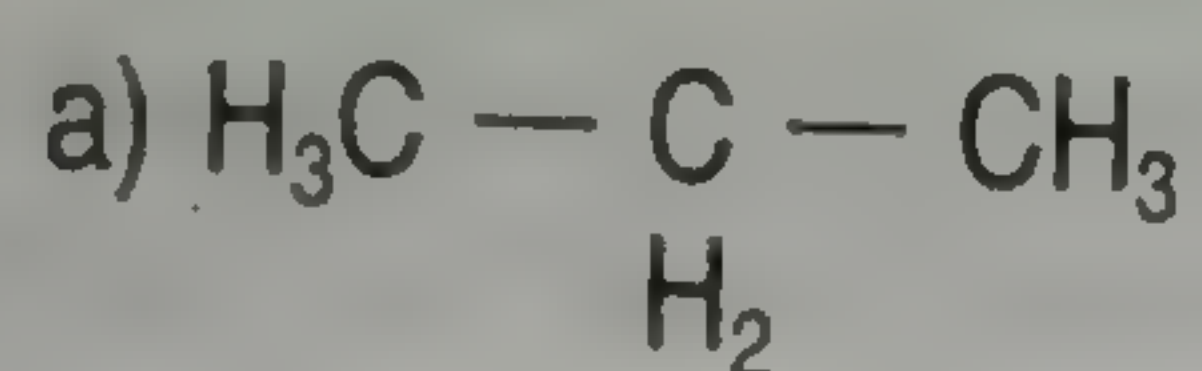
A partir de dihaletos vicinais, em reação com Zn em pó, produzem-se alcenos.

Exemplo:

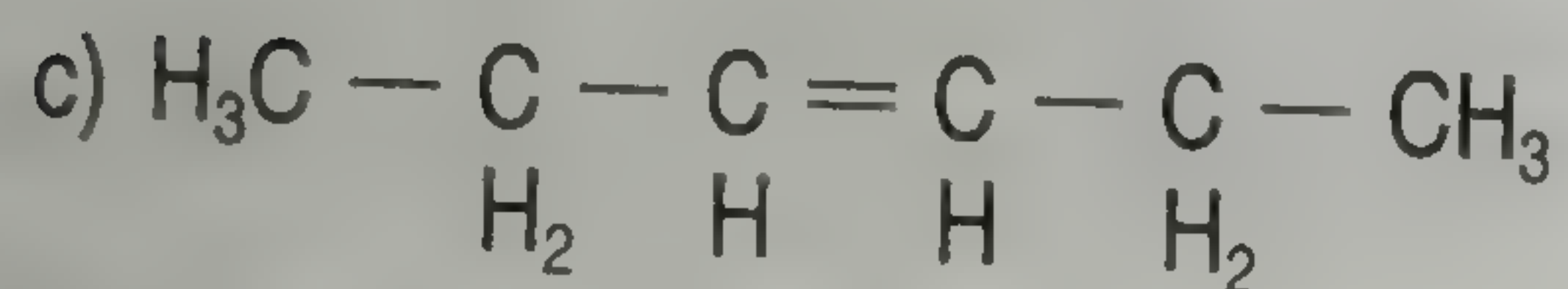


EXERCÍCIOS

20. Considerando a desidratação intramolecular do 1-propanol, deve-se obter:



e) n.d.a.



21. O álcool que, por desidratação intermolecular, dá origem ao éter dimetílico é:

a) etanol.

d) metanol.

b) 1-hidroxipropano.

e) n.d.a.

c) 2-hidroxipropano.

22. Equacione a reação de cloreto de etila com hidróxido de potássio em meio alcoólico.

23. Qual o composto que, reagindo com Zn em pó, produzirá o 2-buteno?

24. A reação de desidratação do etanol em fase líquida para obtenção do etileno é realizada em:

a) presença de catalisador ácido.

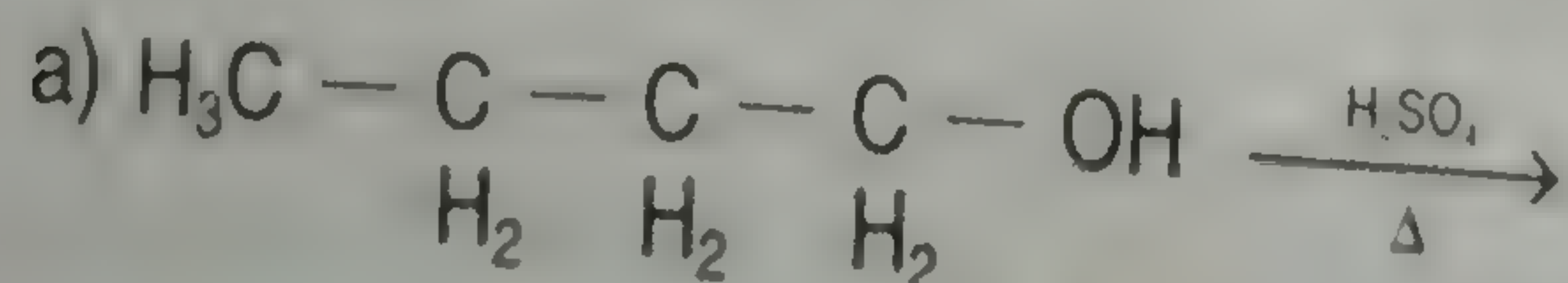
d) baixa temperatura.

b) ausência de catalisador.

e) presença de uma base.

c) alta pressão.

25. Complete as seguintes reações químicas:



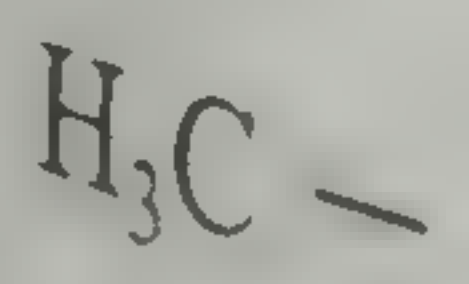
Algumas reações de

Vamos considerar as

Reação de redução

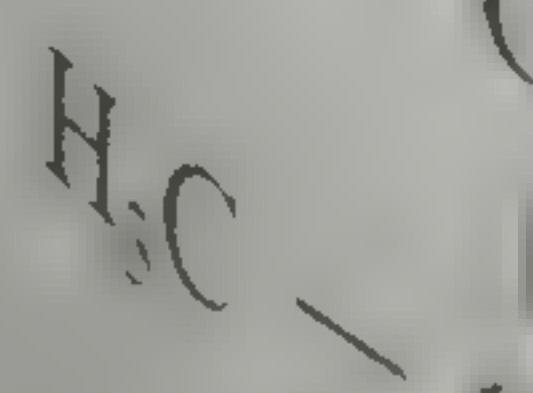
Aldeídos e cetonas, p
mente se empregam, como

Exemplos:

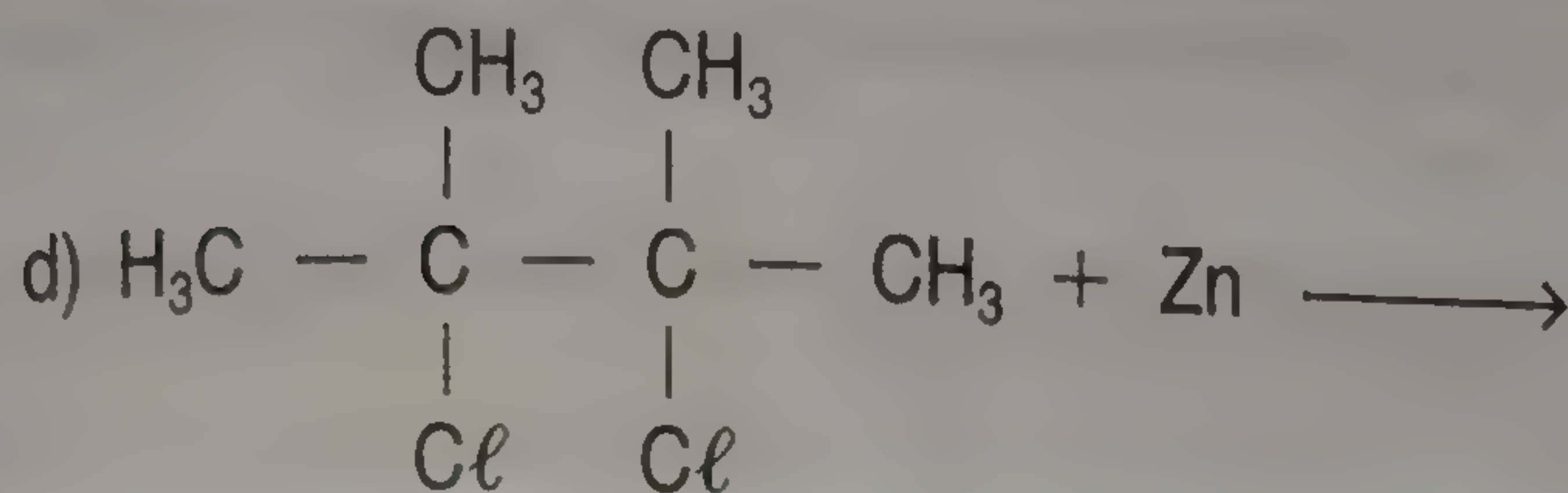
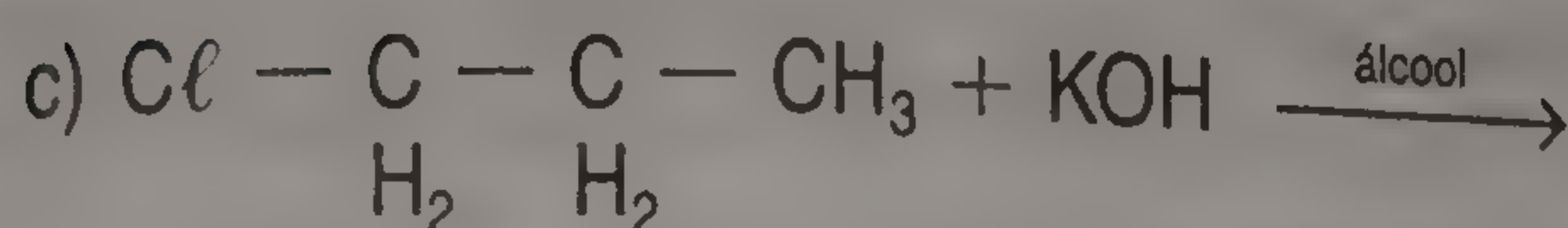
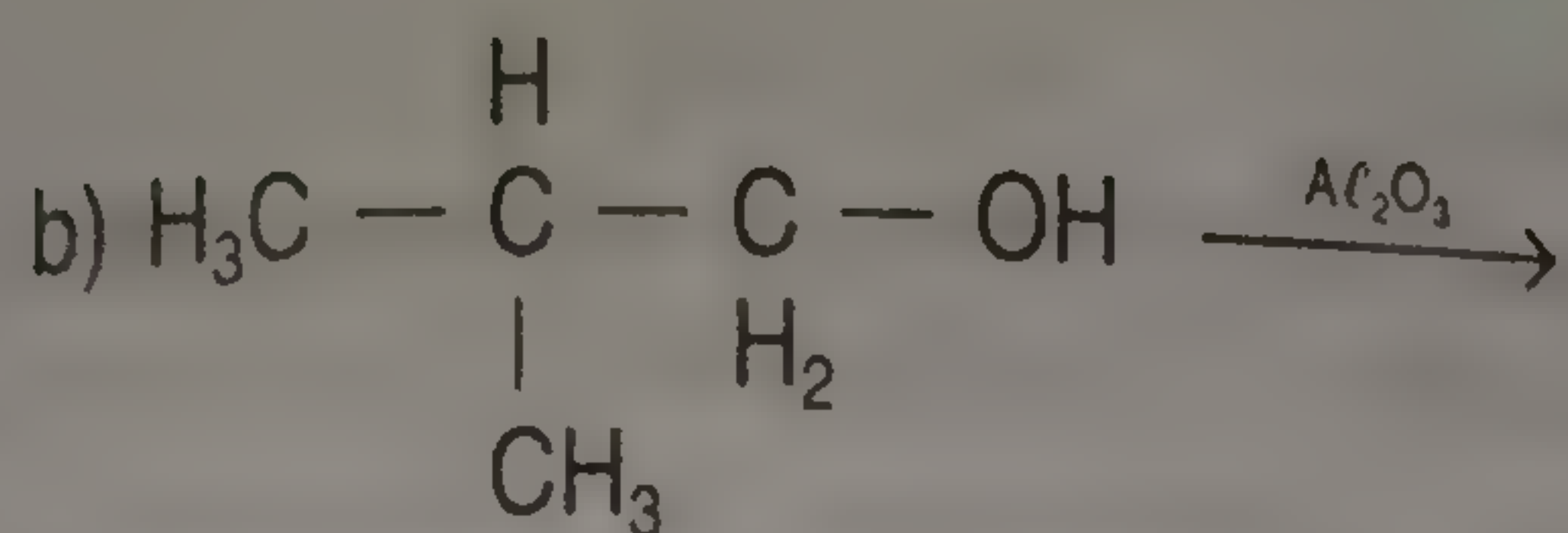


prop

Reação de adição do HCN
Os compostos carboní
compostos de função mi
Exemplo:



QUÍMICA ORGÂNICA



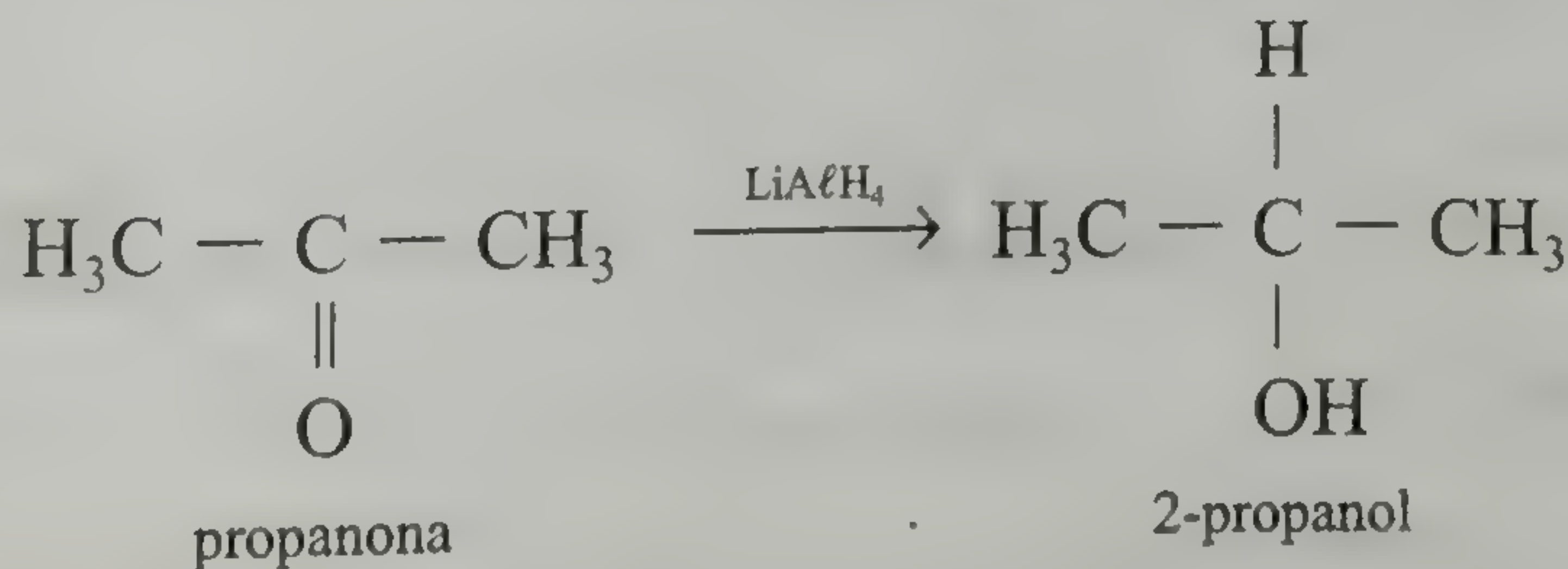
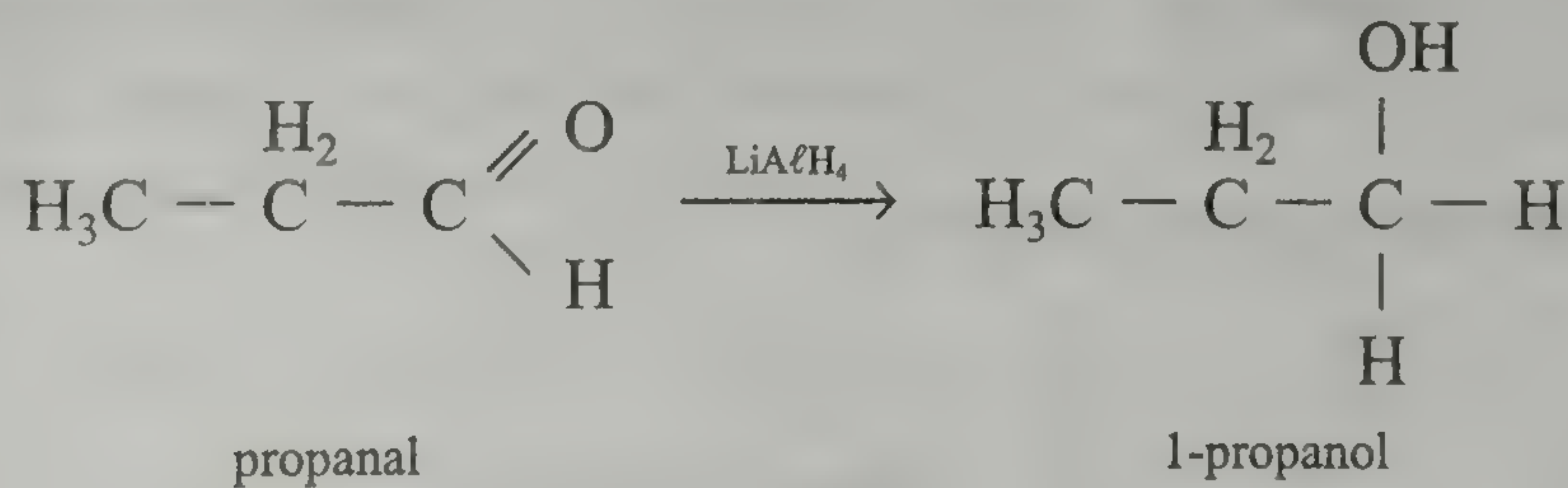
Algumas reações do grupo carbonila $\left(\text{>C=O} \right)$

Vamos considerar as reações desse grupo nos aldeídos e cetonas.

Reação de redução

Aldeídos e cetonas, por hidrogenação catalítica, reduzem-se a álcoois. Modernamente se empregam, como agentes redutores, hidretos metálicos (LiAlH_4 ou NaBH_4).

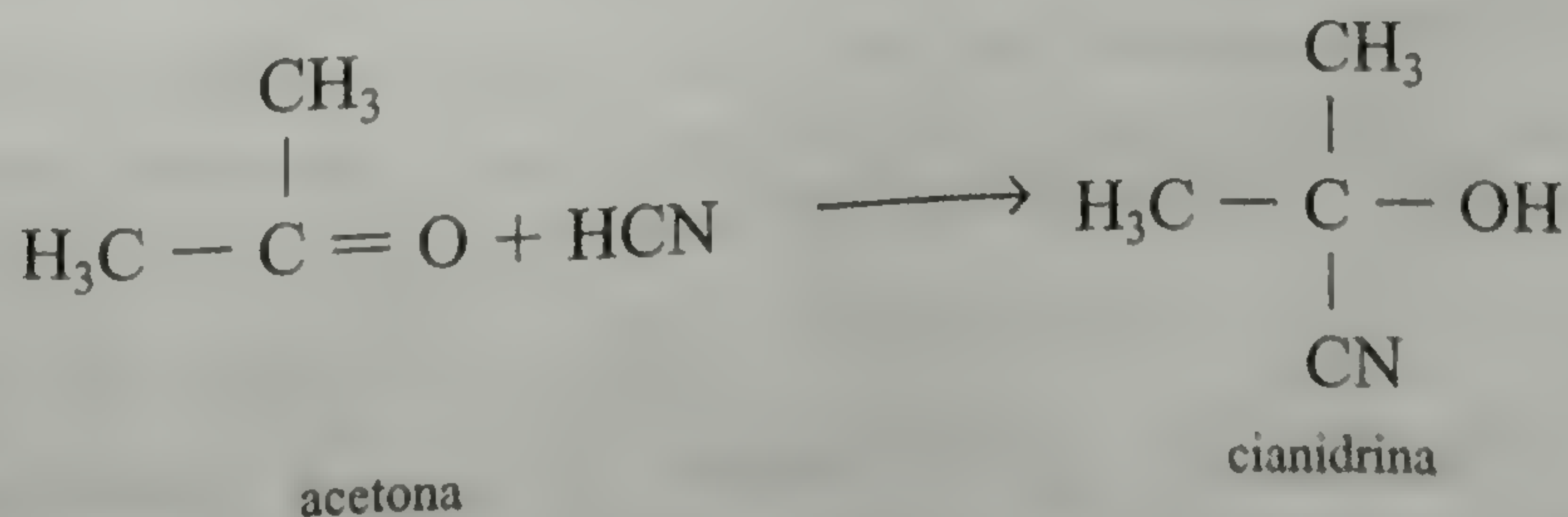
Exemplos:



Reação de adição do HCN

Os compostos carbonílicos reagem com HCN, dando origem às cianidrinhas, que são compostos de função mista nitrila-álcool.

Exemplo:



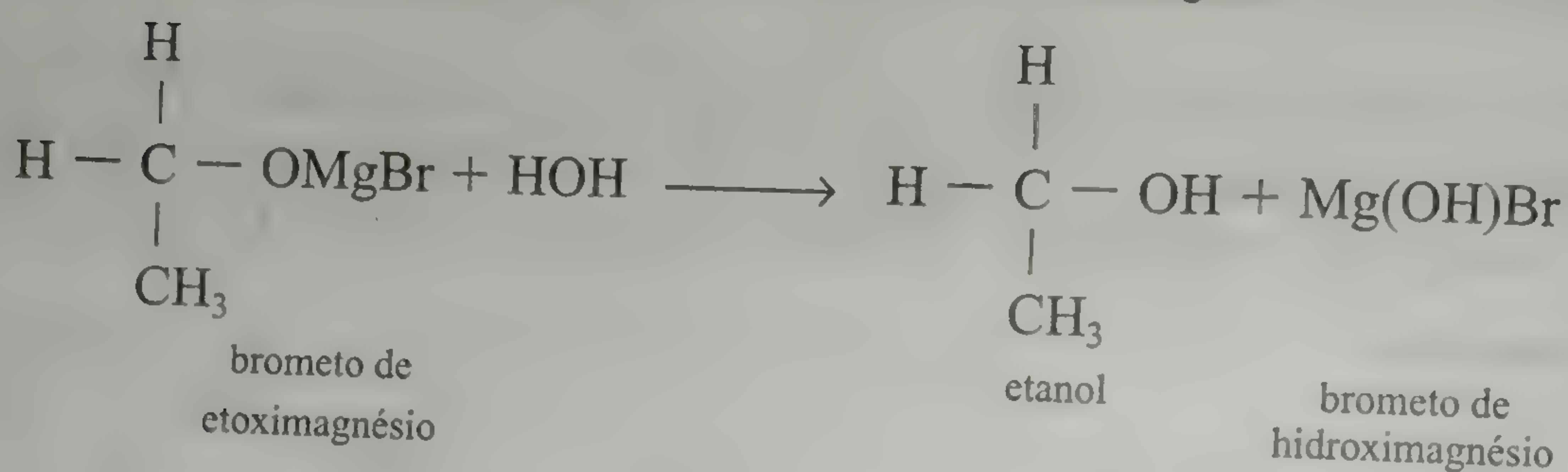
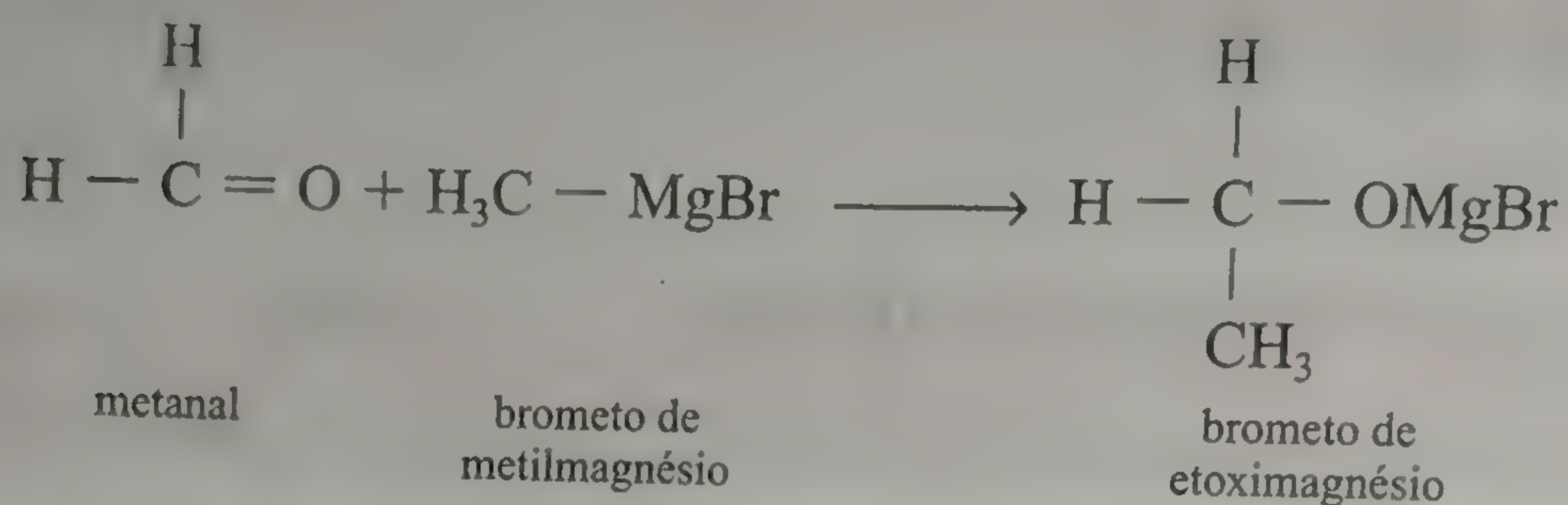
Reação de adição com compostos de Grignard

A reação de adição ocorre em duas etapas. Inicialmente, o composto de Grignard se adiciona à dupla carbonílica, em meio anidro. O produto formado é colocado em água, sendo facilmente hidrolisado. Esse processo é utilizado como método de preparação de compostos como álcoois e ácidos, cuja cadeia carbônica é aumentada de um, dois ou mais carbonos, dependendo do radical presente no composto de Grignard.

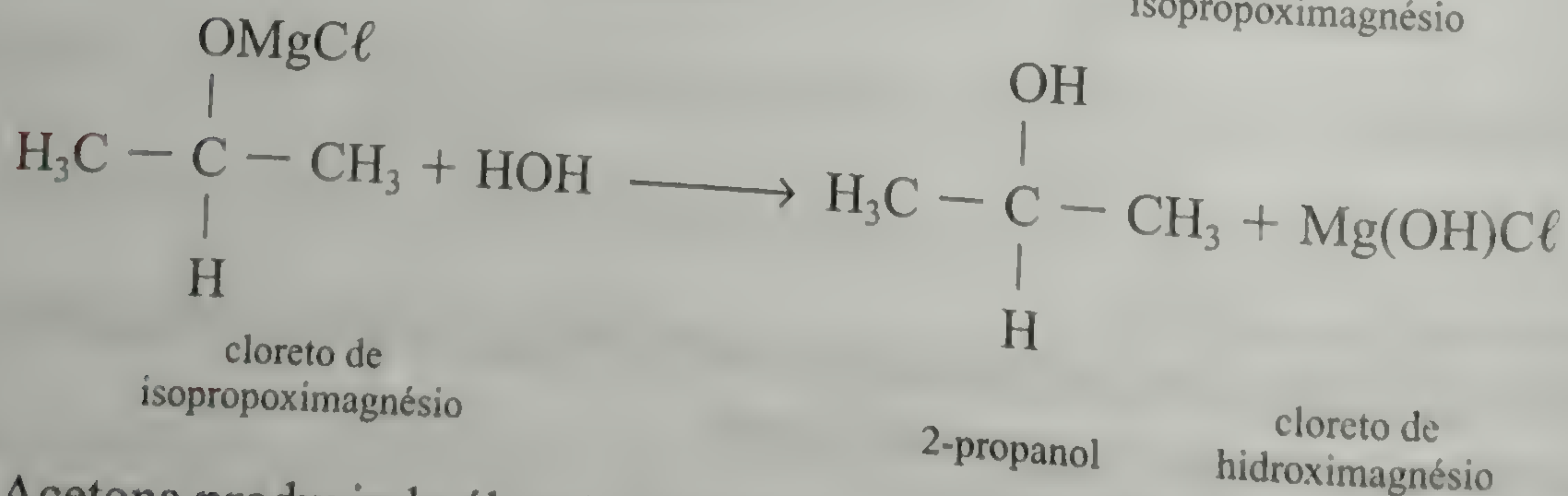
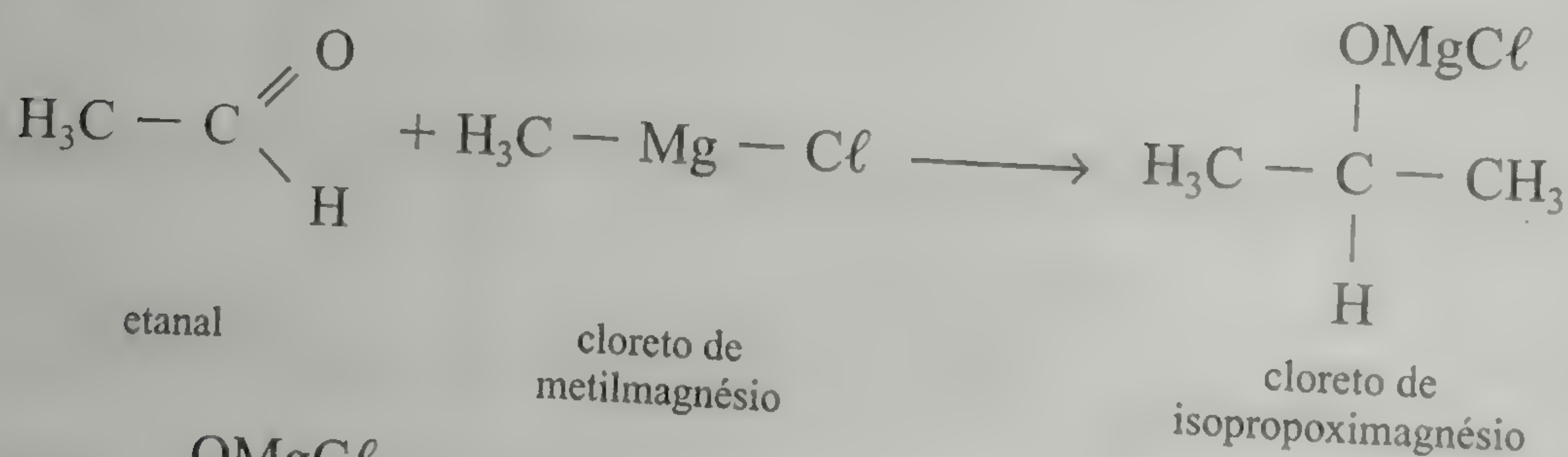
A reação do metanal com composto de Grignard produz álcool primário, a reação de qualquer outro aldeído produz álcool secundário e a de cetonas, álcoois terciários.

Exemplos:

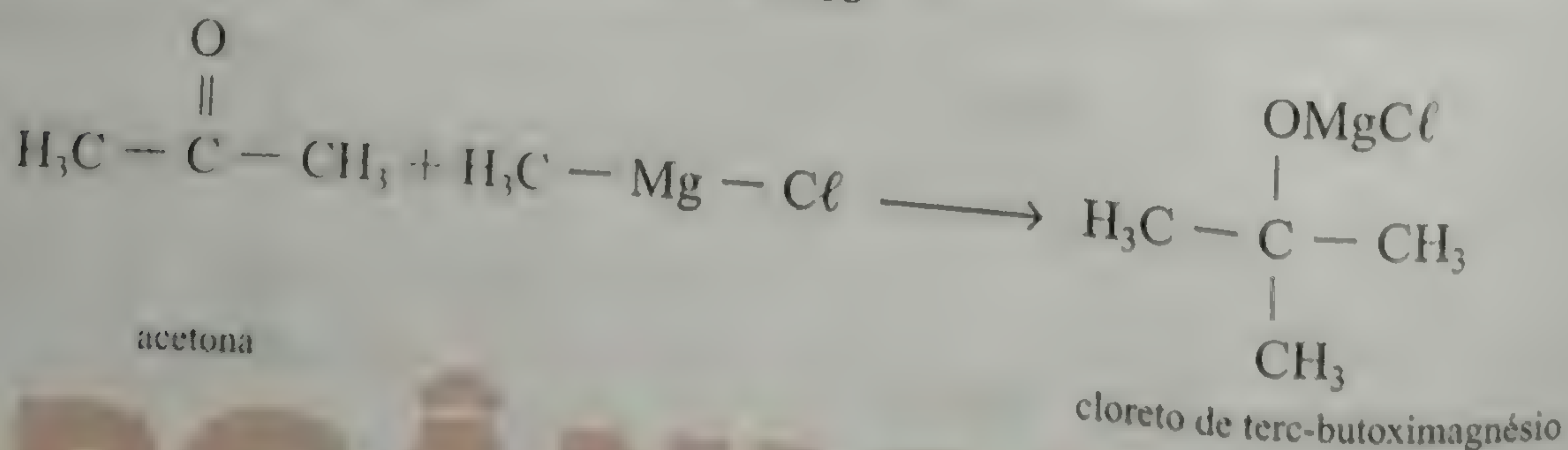
– Metanal produzindo etanol

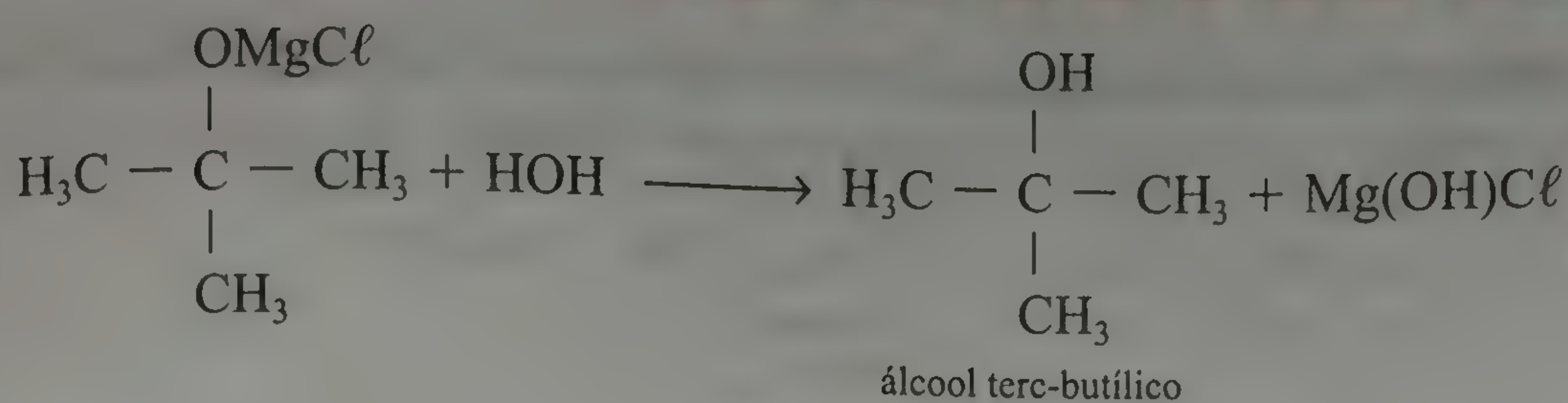


– Etanal produzindo 2-propanol



– Acetona produzindo álcool terc-butílico





EXERCÍCIO

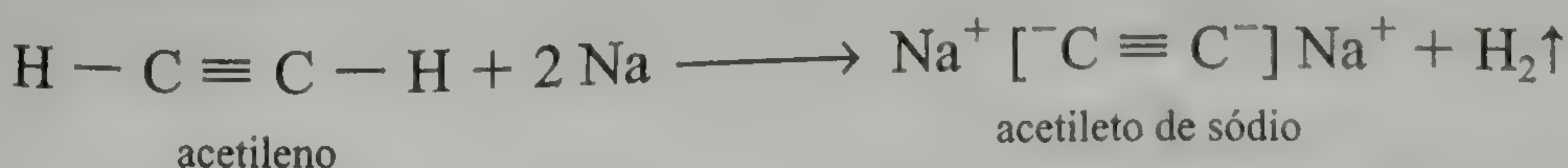
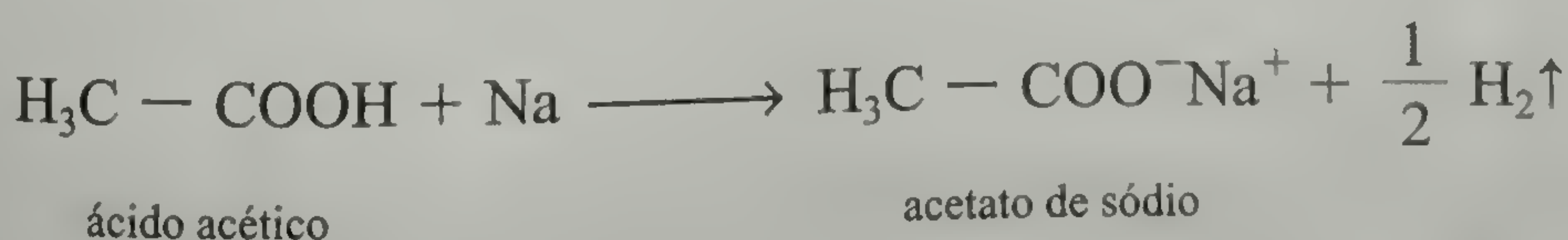
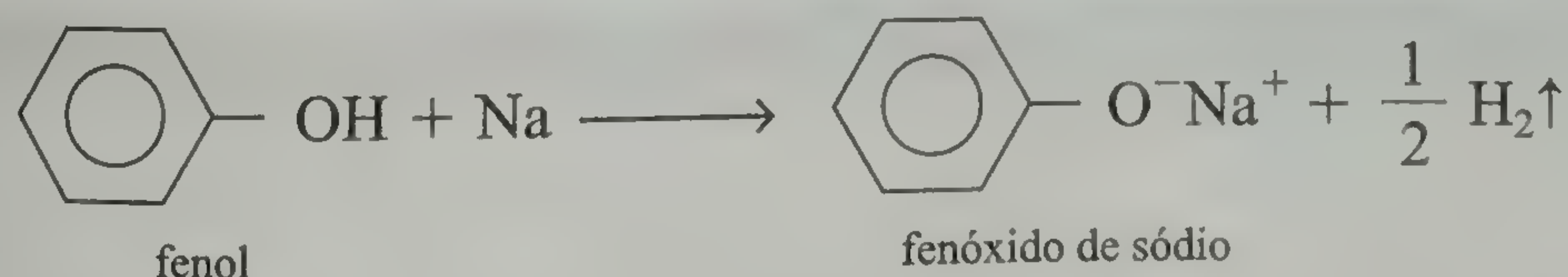
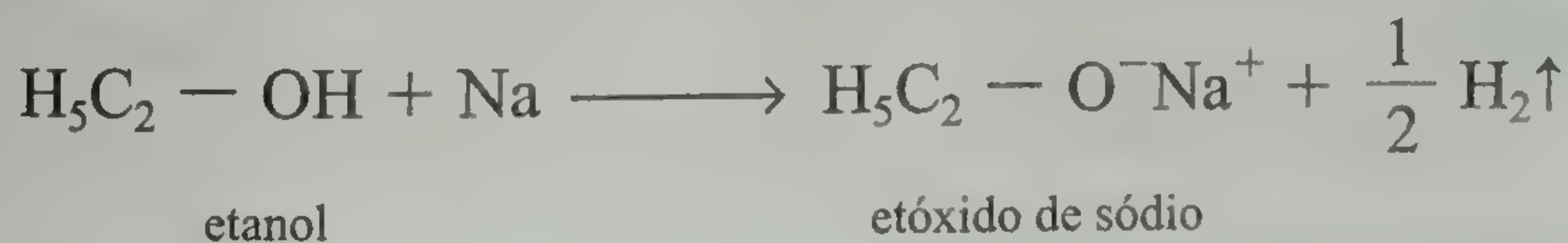
26. (Mack-SP) O álcool secundário ramificado que apresenta somente isomeria plana de cadeia com o 2-pentanol é o:

- a) 3-metil-2-butanol.
- b) 2-metil-1-butanol.
- c) 1-metoxibutano.
- d) 2-metil-2-butanol.
- e) 3-pentanol.

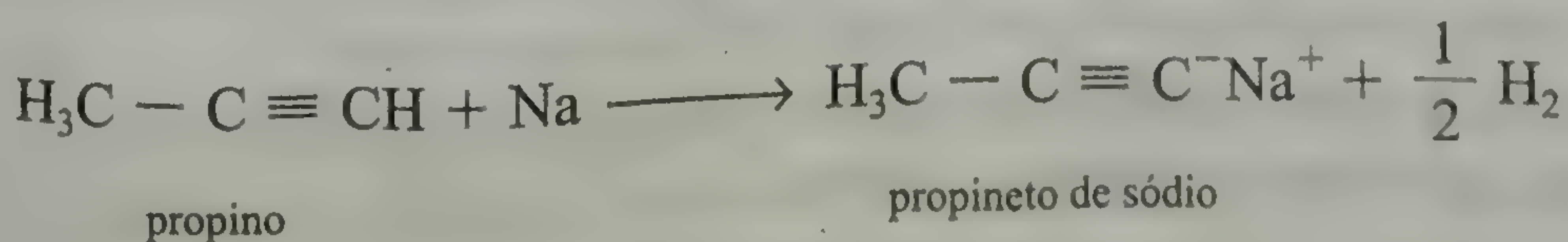
Mostre, por meio de equação, a preparação do composto assinalado por reação entre aldeído e composto de Grignard adequados seguida de hidrólise.

Reações que evidenciam a acidez de compostos orgânicos

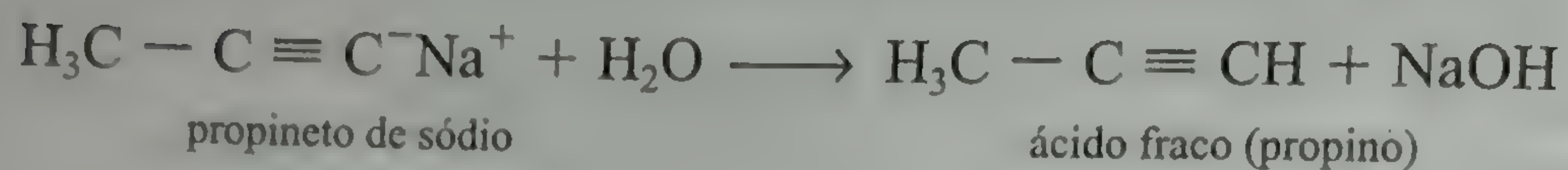
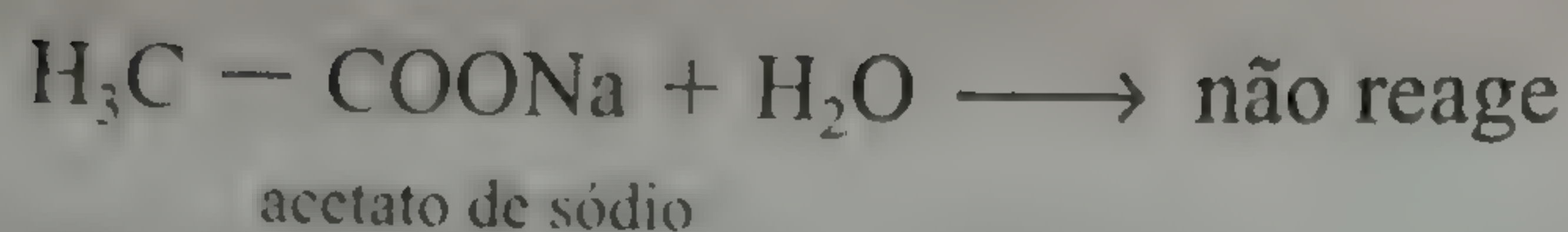
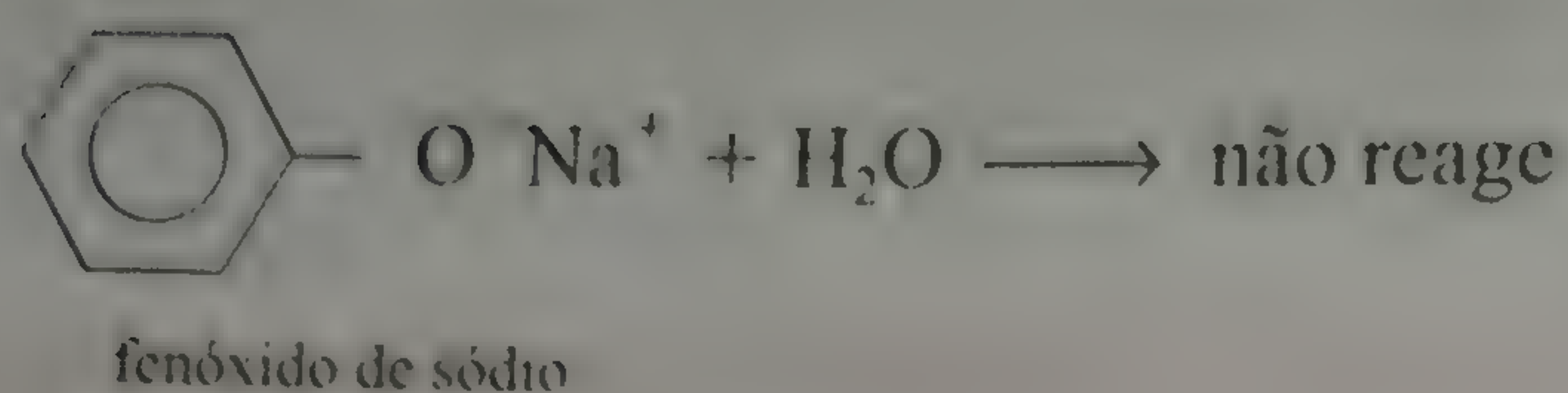
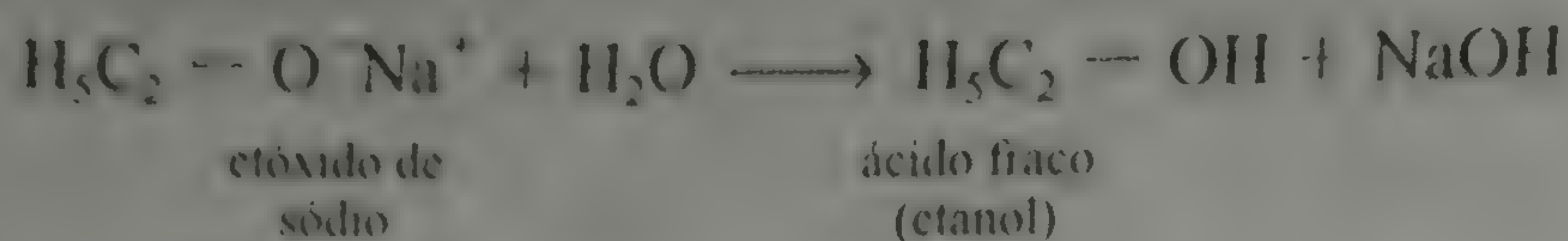
Alguns compostos orgânicos, como álcoois, fenóis, ácidos carboxílicos e acetileno, apresentam hidrogênio com característica ácida. Essa propriedade pode ser evidenciada por meio da reação com sódio metálico.



Os alcinos que possuem a tripla ligação na extremidade da cadeia carbônica também possuem hidrogênio ácido, por isso são denominados alcinos verdadeiros.

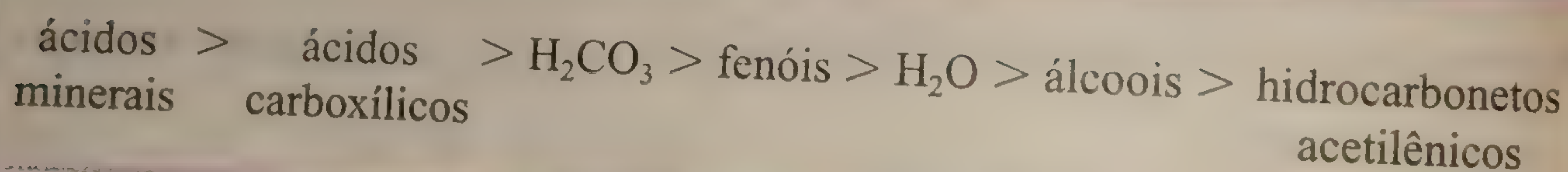


Tratando-se os sais orgânicos obtidos nas reações anteriores com água, alguns sofrem hidrólise.



Por essas reações pode-se concluir que álcoois e alcinos verdadeiros apresentam acidez inferior à da água, pois são por ela deslocados.

Comparando-se a acidez desses compostos com a da água, com a dos ácidos minerais em geral e com a do ácido carbônico, obtém-se a relação em ordem decrescente de acidez:



ou

ordem de acidez decrescente

EXERCÍCIOS

27. O fenol é capaz de:

- ser formado quando se trata fenolato de sódio com água.
- formar ácido acético quando em contato com acetato de sódio.
- formar o ácido clorídrico quando em contato com cloreto de sódio.
- ser formado quando se trata fenolato de sódio com ácido acético.
- ser formado quando se trata fenolato de sódio com álcool etílico.

... compostos 20
... $\text{H}_3\text{C} - \text{CH}$
... OH
... fórmulas estruturais
... na sequência do a

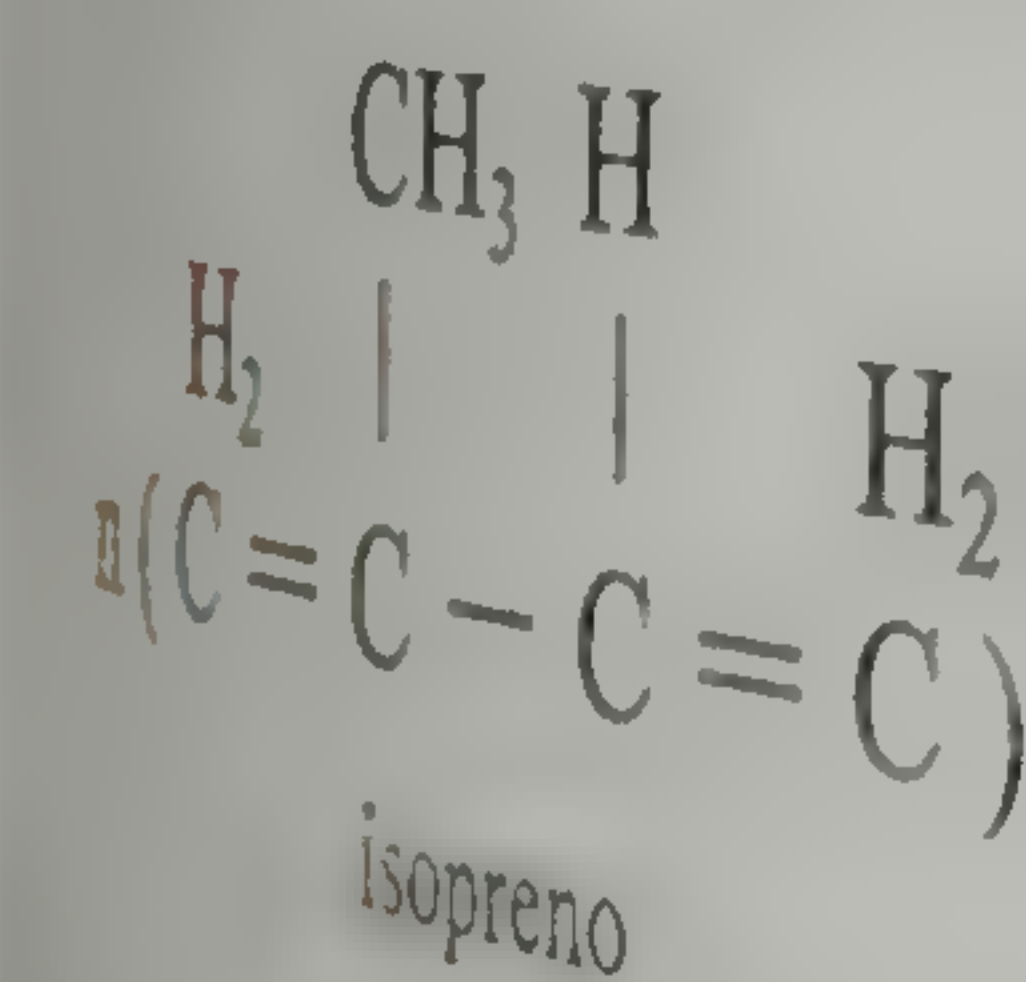
ções de polim

... polímero é utiliza
... grande de unidade
... de polimerização s

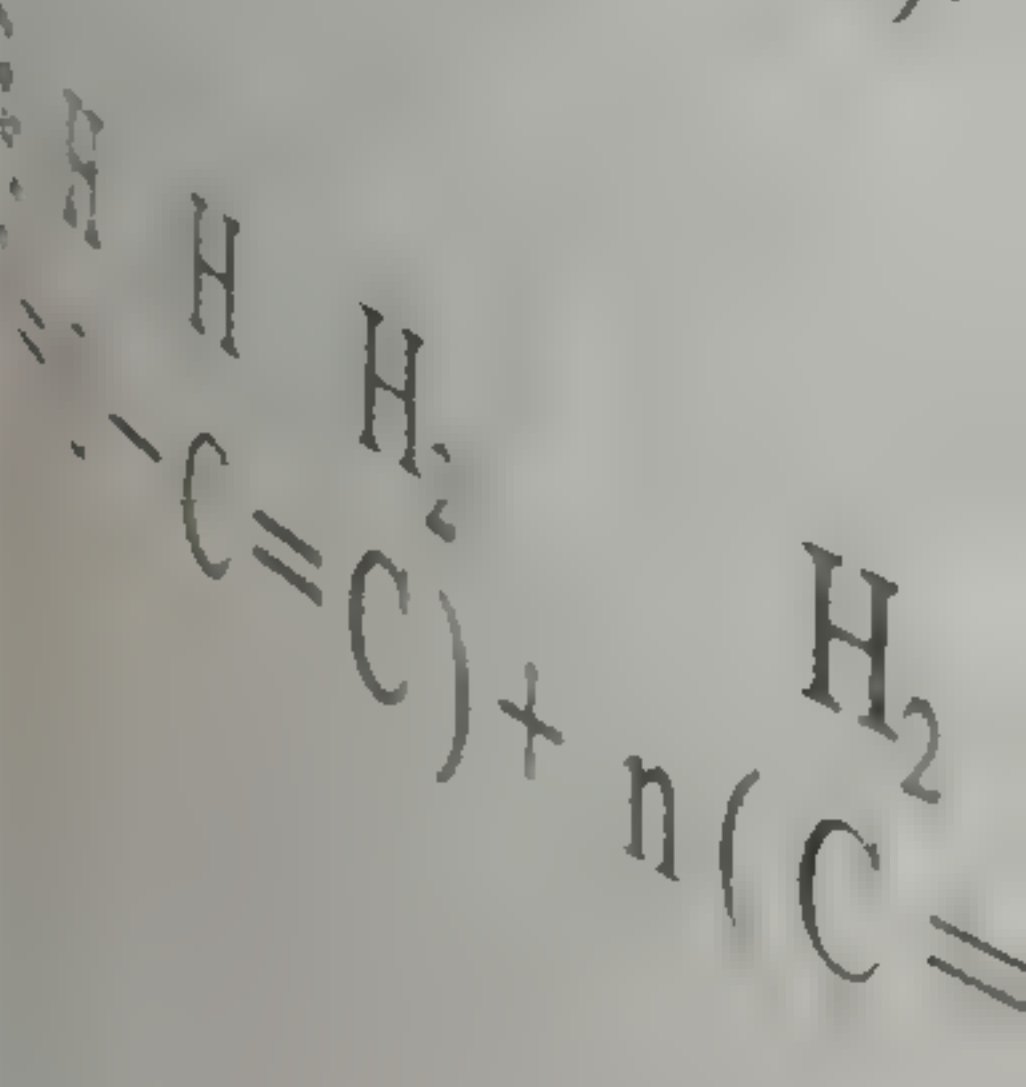
... os monômeros são
... monômeros são diferen

Exemplos:

borracha natural ou caute

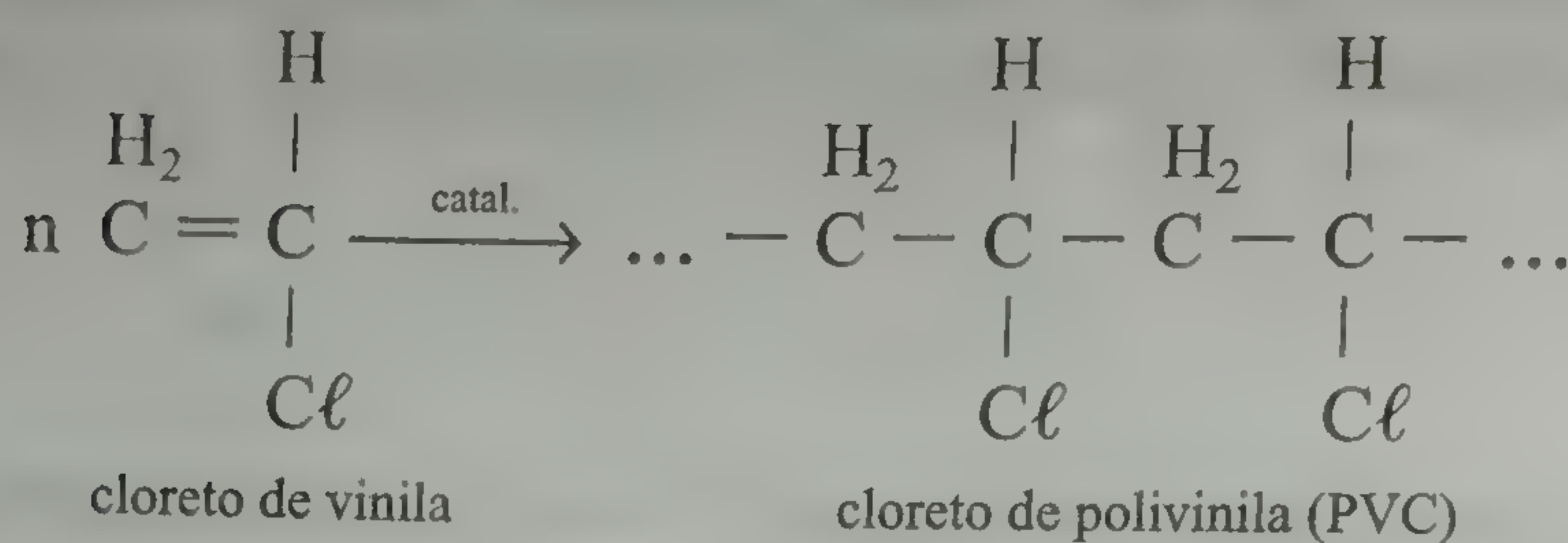
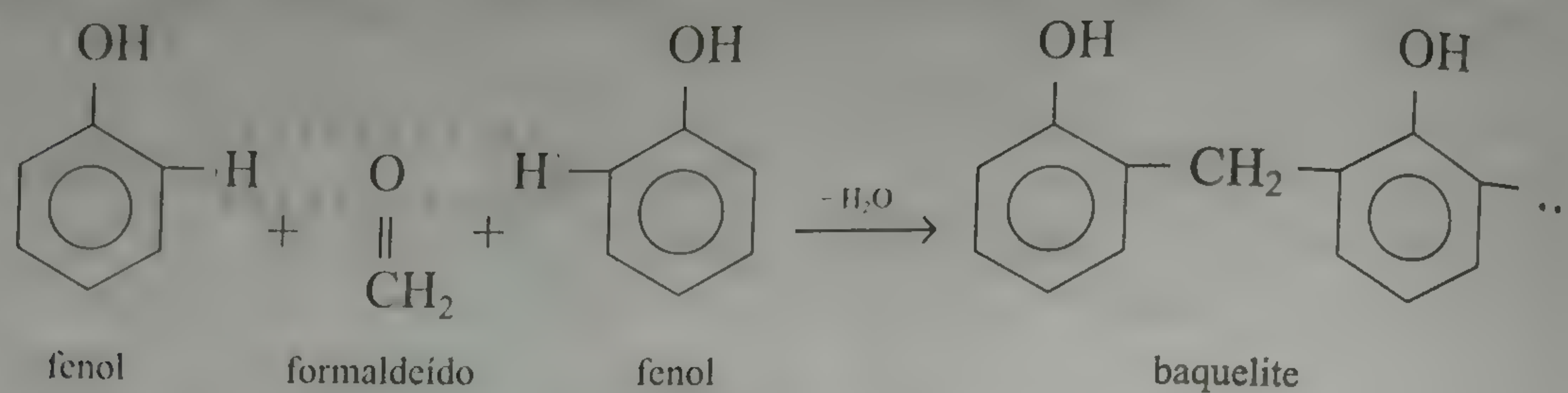


... borracha artificial Buna-S
... (vinilbenzeno).



... polimerizações
... merizações

Exemplos:



Na natureza, são encontrados muitos polímeros importantes, como celulose, amido, algodão, borracha, madeira, lã, cabelo, couro.

Os primeiros polímeros sintéticos resultaram da procura de substâncias que reproduzissem as propriedades encontradas nos polímeros naturais. Assim, a falta de borracha natural, no período da Segunda Guerra Mundial, motivou a pesquisa para obtenção de borracha sintética. Na tentativa de substituir a seda, descobriu-se a fibra de náilon. Posteriormente, surgiram vários tipos de polímero, que permitiram uma modificação muito grande nos costumes do mundo atual.

Os polímeros constituem matéria-prima para a confecção de artigos de aplicação comercial, podendo ser classificados em três grandes grupos, de acordo com suas propriedades: elastômeros, plásticos e fibras.

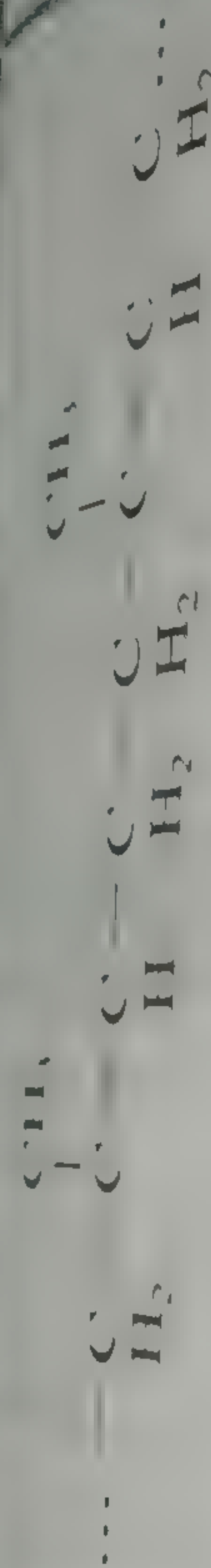
Elastômeros

Apresentam capacidade de estiramento extremamente elevada, sofrendo deformação elástica completa e reversível; têm tendência muito baixa à cristalização.



Látex: emulsão empregada para fazer a borracha.

pneumáticos,
materiais
hospitais,
artigos para recreação
(bolas)



isopreno

borracha natural

ELASTÔMERO	MONÔMERO	POLÍMERO	APLICAÇÃO
Borracha natural	$\begin{array}{c} \text{CH}_3 \\ \quad \text{H} \\ \text{H}_2\text{C} = \text{C} - \text{C} = \text{CH}_2 \end{array}$ <p>isopreno</p>	$\dots - \underset{\text{H}_2}{\text{C}} - \overset{\text{CH}_3}{\underset{ }{\text{C}}} = \underset{\text{H}}{\text{C}} - \underset{\text{H}_2}{\text{C}} - \underset{\text{H}_2}{\text{C}} - \overset{\text{CH}_3}{\underset{ }{\text{C}}} = \underset{\text{H}}{\text{C}} - \underset{\text{H}_2}{\text{C}} \dots$	pneumáticos, materiais hospitalares, artigos para recreação (bolas)
Borracha sintética <i>Buna</i>	$\begin{array}{c} \text{H}_2\text{C} = \text{C} - \text{C} = \text{CH}_2 \\ \quad \\ \text{H} \quad \text{H} \end{array}$ <p>1,3-butadieno</p>	$\dots - \underset{\text{H}_2}{\text{C}} - \underset{\text{H}}{\text{C}} = \underset{\text{H}}{\text{C}} - \underset{\text{H}_2}{\text{C}} - \underset{\text{H}_2}{\text{C}} - \underset{\text{H}}{\text{C}} = \underset{\text{H}}{\text{C}} - \underset{\text{H}_2}{\text{C}} \dots$	pneumáticos
Borracha sintética <i>Neopreno</i>	$\begin{array}{c} \text{Cl} \\ \quad \text{H} \\ \text{H}_2\text{C} = \text{C} - \text{C} = \text{CH}_2 \end{array}$ <p>cloropreno</p>	$\dots - \underset{\text{H}_2}{\text{C}} - \overset{\text{Cl}}{\underset{ }{\text{C}}} = \underset{\text{H}}{\text{C}} - \underset{\text{H}_2}{\text{C}} - \underset{\text{H}_2}{\text{C}} - \overset{\text{Cl}}{\underset{ }{\text{C}}} = \underset{\text{H}}{\text{C}} - \underset{\text{H}_2}{\text{C}} \dots$	gaxetas, amortecedores, objetos utilizados no mar (vestimentas, cobertura de cabos submarinos), ade- sivos



Borracha sintética.

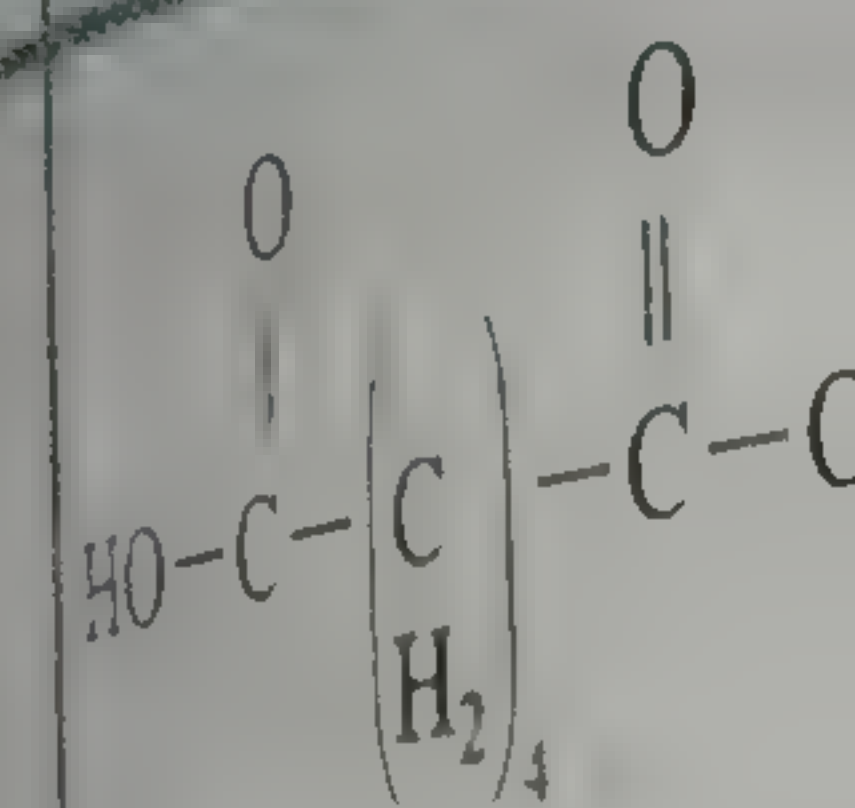
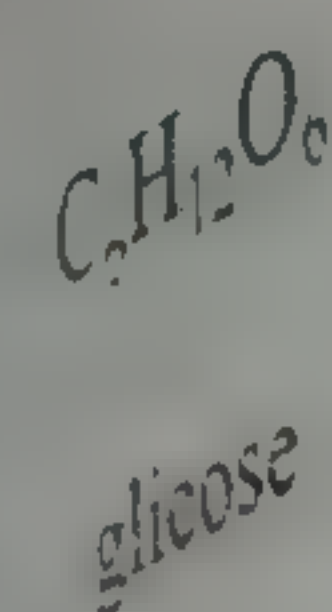
Plásticos

Apresentam capacidade de estiramento bastante inferior à dos elastômeros, possuindo alguma elasticidade reversível e sofrendo pequena deformação permanente; têm moderada tendência à cristalização.

PLÁSTICO	MONÔMERO	POLÍMERO	APLICAÇÃO
Polietileno	$\text{H}_2\text{C} = \text{CH}_2$ etileno	$\dots \text{H}_2\text{C} - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \dots$	chaveiros, sacos, fitas para lacre de embalagens, frascos e filmes para embalagens
Polipropileno	$\begin{array}{c} \text{H} \\ \\ \text{H}_2\text{C} = \text{C} \\ \\ \text{CH}_3 \end{array}$ propileno	$\dots \text{H}_2\text{C} - \begin{array}{c} \text{H} \\ \\ \text{C} \\ \\ \text{CH}_3 \end{array} - \begin{array}{c} \text{H} \\ \\ \text{C} \\ \\ \text{H} \end{array} - \begin{array}{c} \text{H} \\ \\ \text{C} \\ \\ \text{CH}_3 \end{array} - \dots$	carcaças de eletrodomésticos, tubos para cargas de canetas esferográficas, seringas descartáveis, sacarias, brinquedos, para-choques
Cloreto de polivinila (PVC)	$\begin{array}{c} \text{H}_2\text{C} = \text{CH} \\ \\ \text{Cl} \end{array}$ cloro de vinila	$\dots \text{H}_2\text{C} - \begin{array}{c} \text{H} \\ \\ \text{C} \\ \\ \text{Cl} \end{array} - \begin{array}{c} \text{H}_2 \\ \\ \text{C} \\ \\ \text{Cl} \end{array} - \dots$	tubos para encanamentos, revestimento de fios e cabos elétricos, couro artificial, brinquedos, pisos
Poliestireno	$\begin{array}{c} \text{HC} = \text{CH}_2 \\ \\ \text{C}_6\text{H}_5 \end{array}$ estireno	$\dots \text{HC} - \begin{array}{c} \text{H}_2 \\ \\ \text{C} \\ \\ \text{C}_6\text{H}_5 \end{array} - \text{HC} - \text{CH}_2 - \dots$	escovas, brinquedos, embalagens rígidas para cosméticos, pranchas flutuadoras, isopor
Politetrafluoretileno	$\begin{array}{c} \text{F} \quad \text{F} \\ \quad \\ \text{C} = \text{C} \\ \quad \\ \text{F} \quad \text{F} \end{array}$ tetrafluoretileno	$\dots - \begin{array}{c} \text{F} \\ \\ \text{C} \\ \\ \text{F} \end{array} - \begin{array}{c} \text{F} \\ \\ \text{C} \\ \\ \text{F} \end{array} - \begin{array}{c} \text{F} \\ \\ \text{C} \\ \\ \text{F} \end{array} - \begin{array}{c} \text{F} \\ \\ \text{C} \\ \\ \text{F} \end{array} - \begin{array}{c} \text{F} \\ \\ \text{C} \\ \\ \text{F} \end{array} - \dots$	revestimentos de panela conhecidos como teflon, válvulas

Apresentam capacidade de estiramento bastante superior à dos elastômeros, possuindo alguma elasticidade reversível e sofrendo pequena deformação permanente.

MONÔMERO

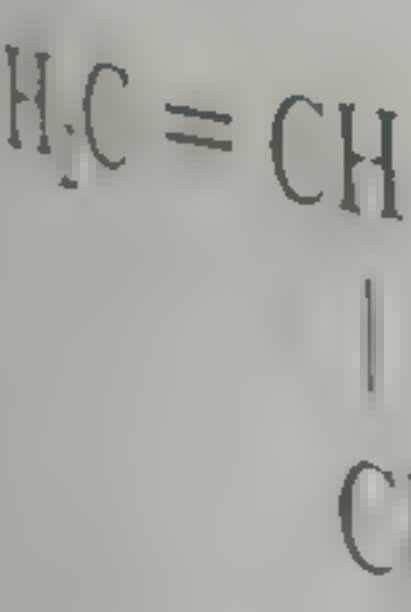


ácido adipico

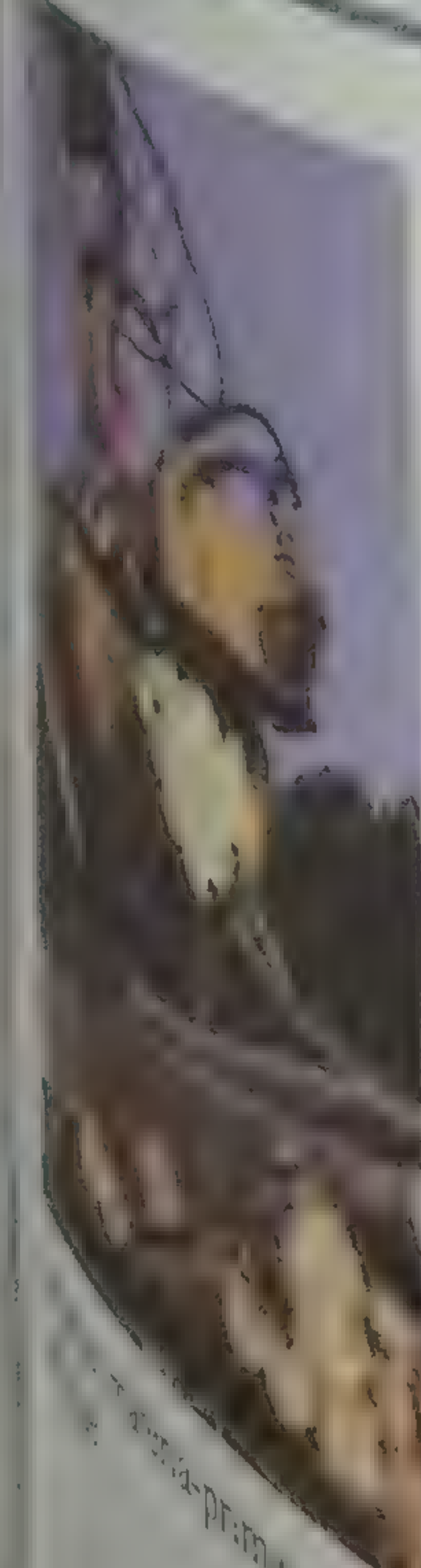
e



hexametilenodiamina

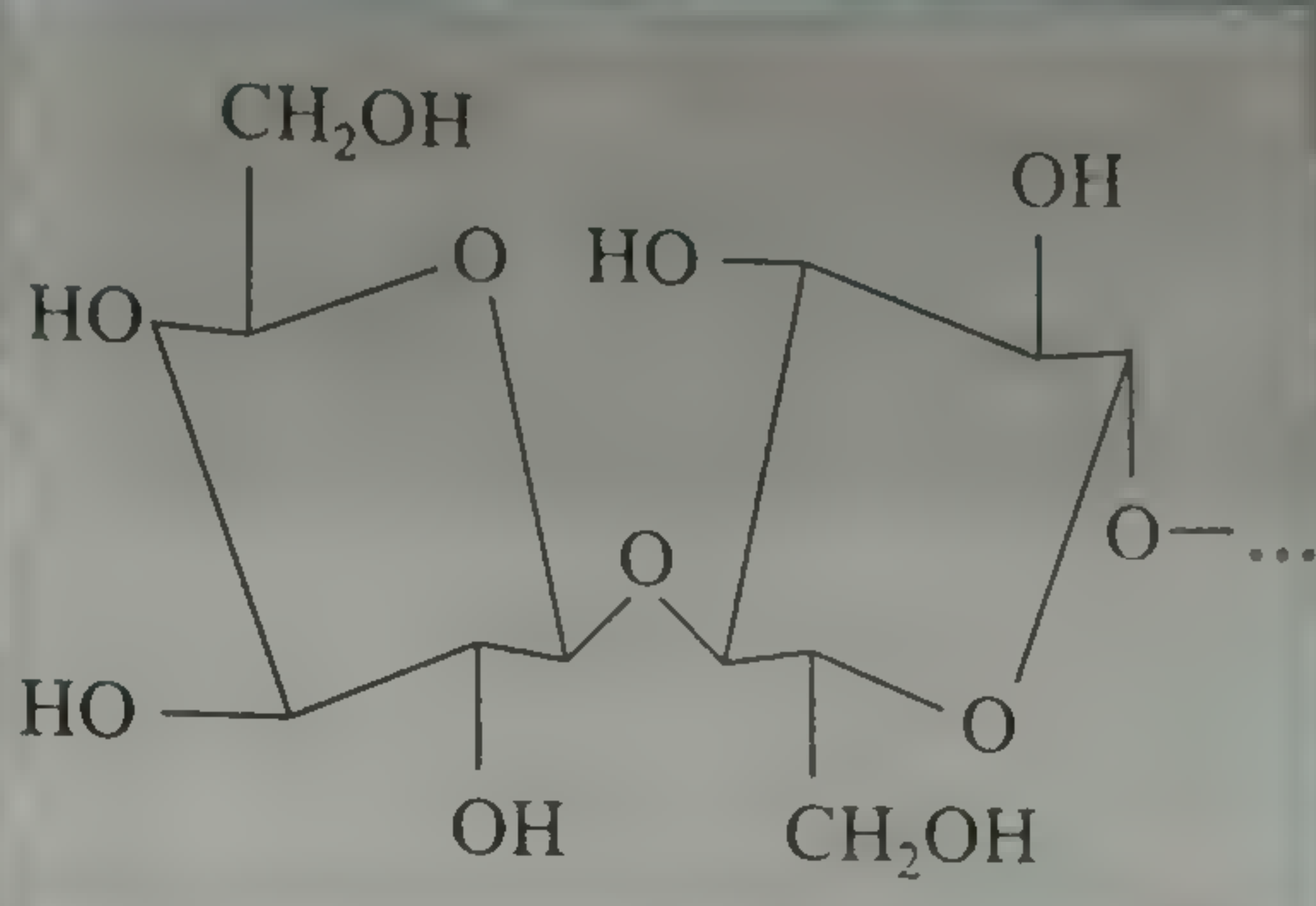


acrilonitrila



Fibras

Apresentam capacidade de estiramento extremamente reduzida, com baixa elasticidade instantânea, sofrendo pequena deformação permanente; têm grande tendência a se cristalizar.

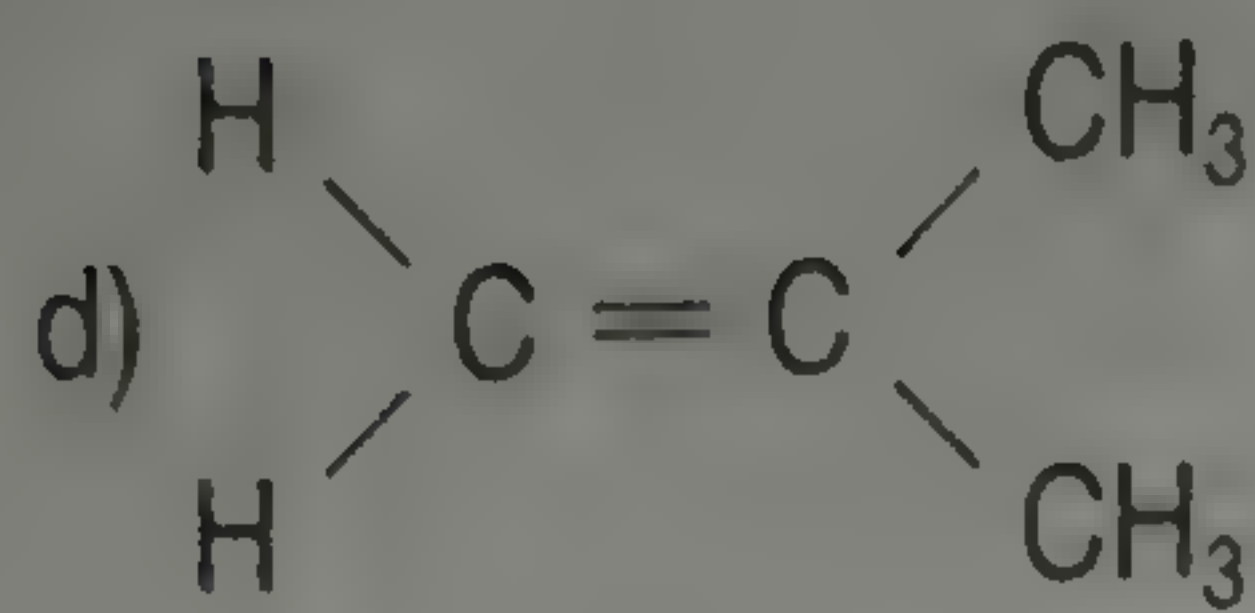
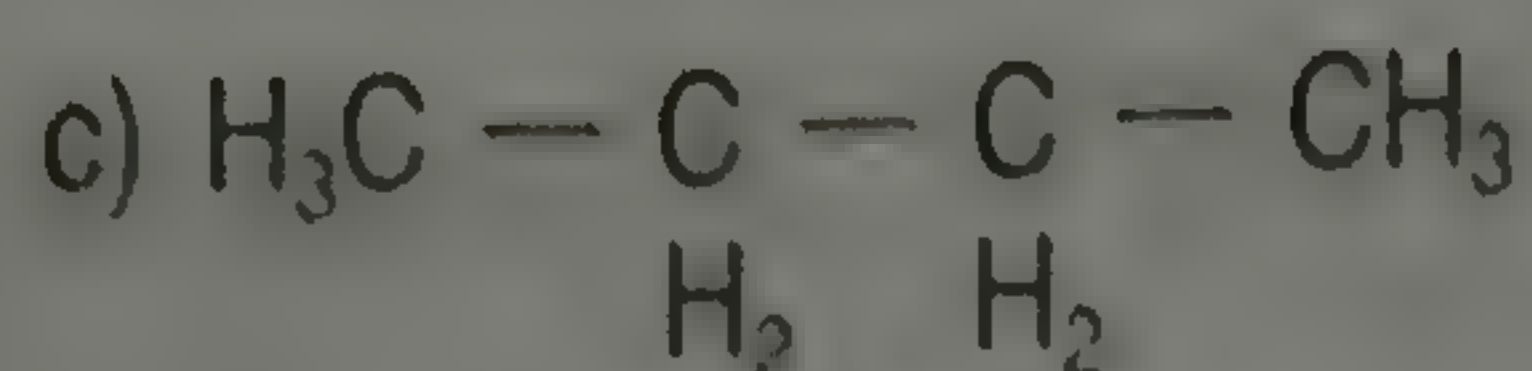
FIBRA	MONÔMERO	POLÍMERO	APLICAÇÃO
Celulose	$C_6H_{12}O_6$ glicose		fibras têxteis de algodão, papéis (cadernos, livros)
Náilon	$HO-C(=O)-(CH_2)_4-C(=O)-OH$ ácido adípico e $H_2N-(CH_2)_6-NH_2$ hexametilenodiamina	$\dots -N(H)-C(=O)-(CH_2)_4-C(=O)-N(H)-(CH_2)_6-\dots$	cintos de segurança, fibras (meias, roupas), materiais esportivos (raquetes, bases de esquí, rodas de bicicleta)
Orlon	$H_2C=CH-CN$ acrilonitrila	$\dots -CH_2-CH(CN)-CH_2-CH(CN)-\dots$	fibras acrílicas (macias e leves como a lã), precursores para fabricação de fibra de carbono



Madeira: matéria-prima para a celulose.



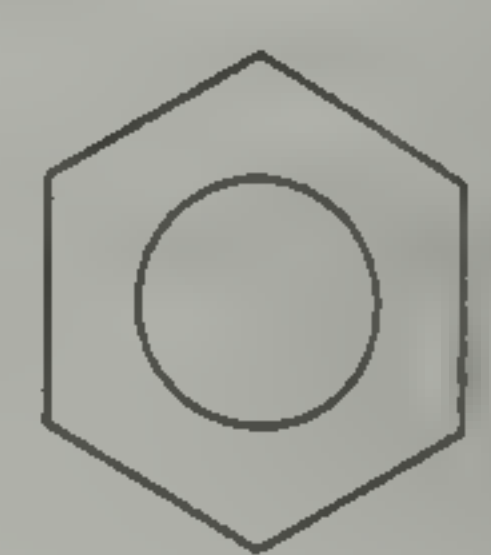
Celulose após refilação vista ao microscópio eletrônico.



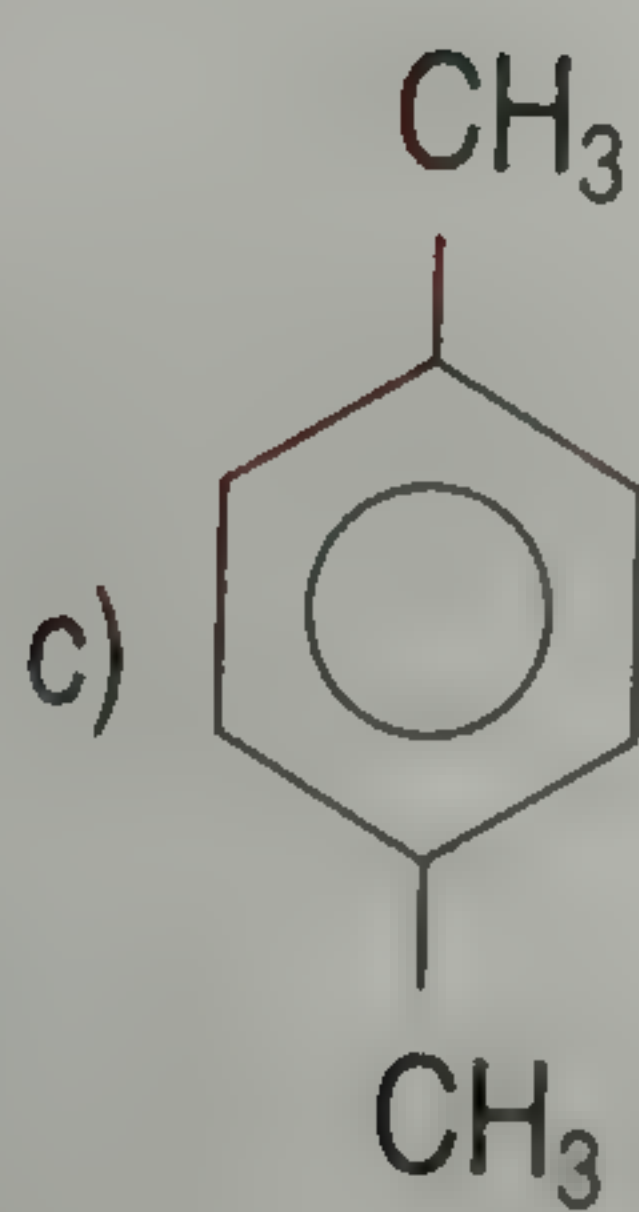
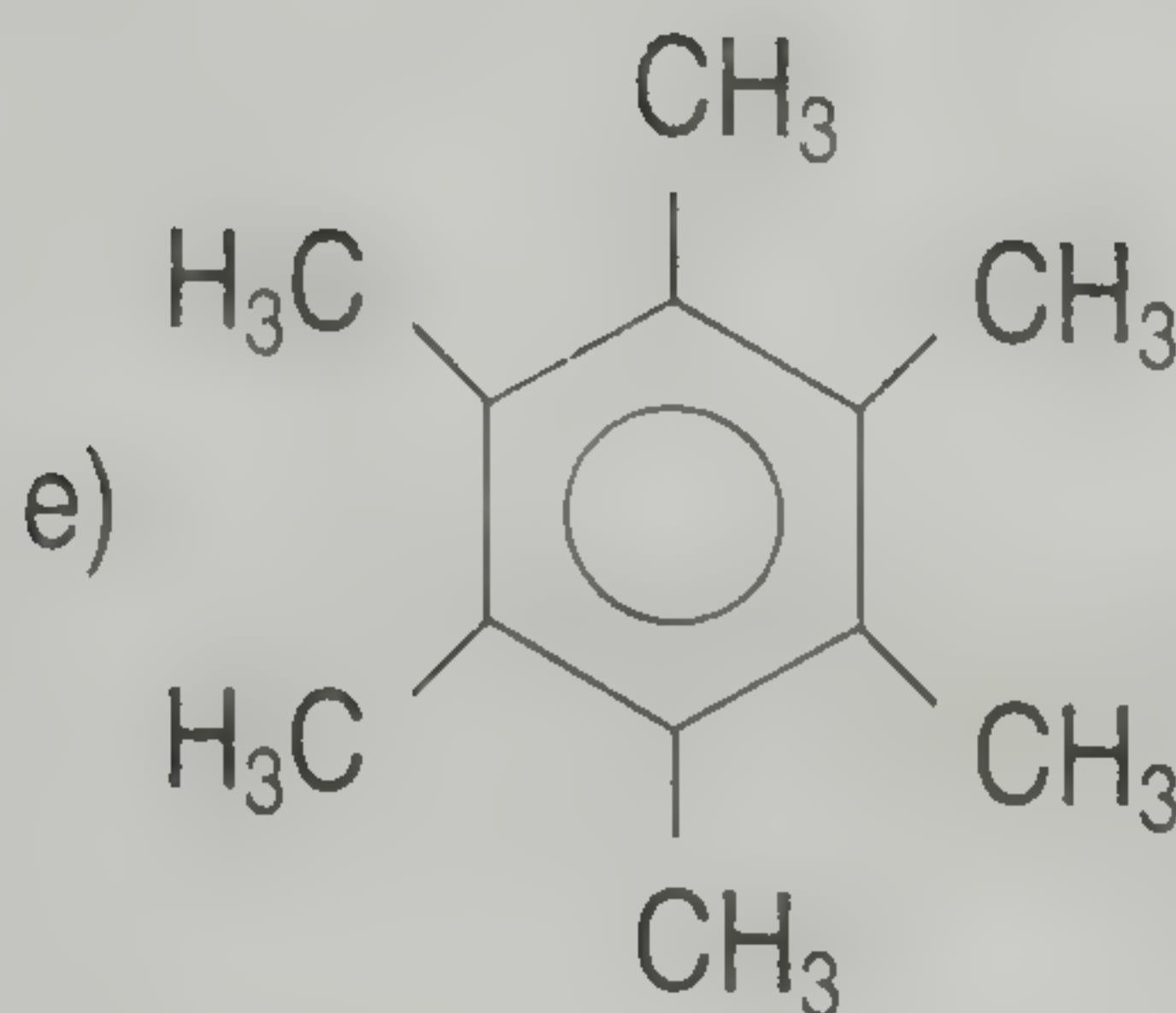
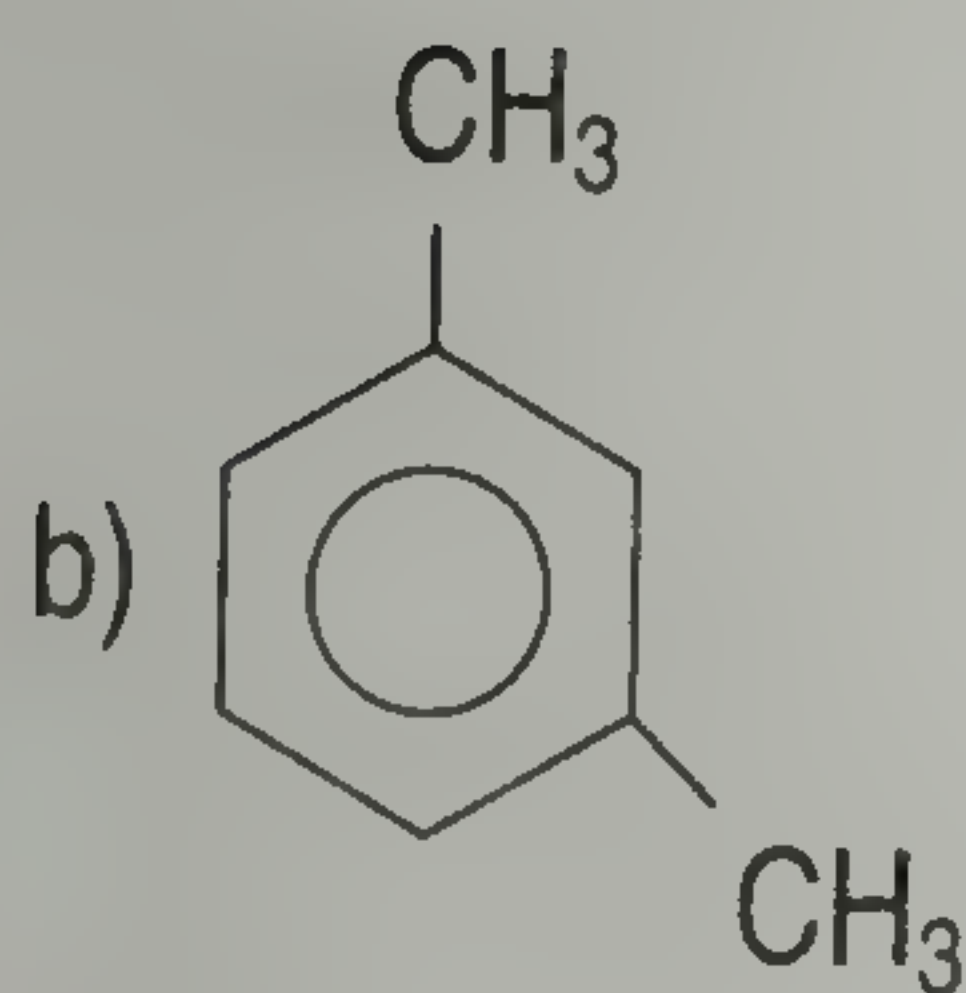
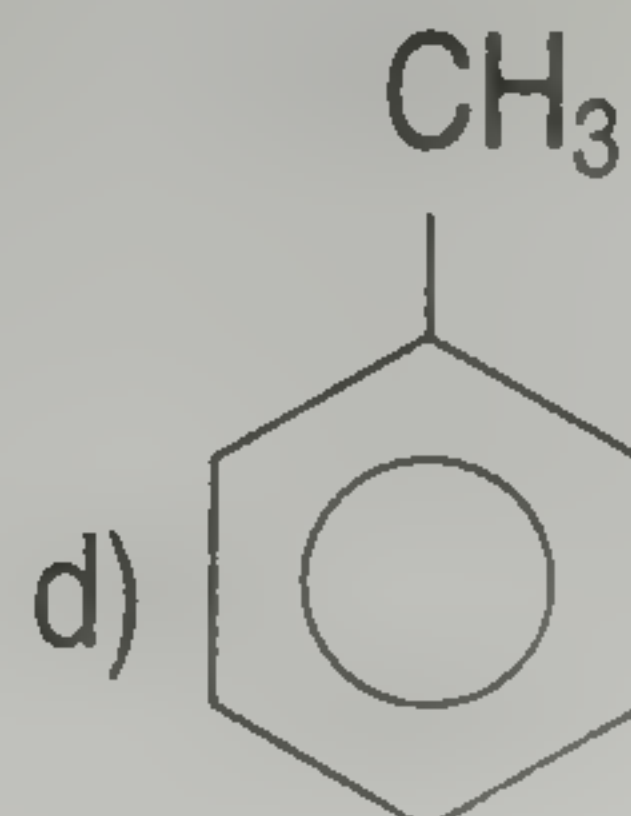
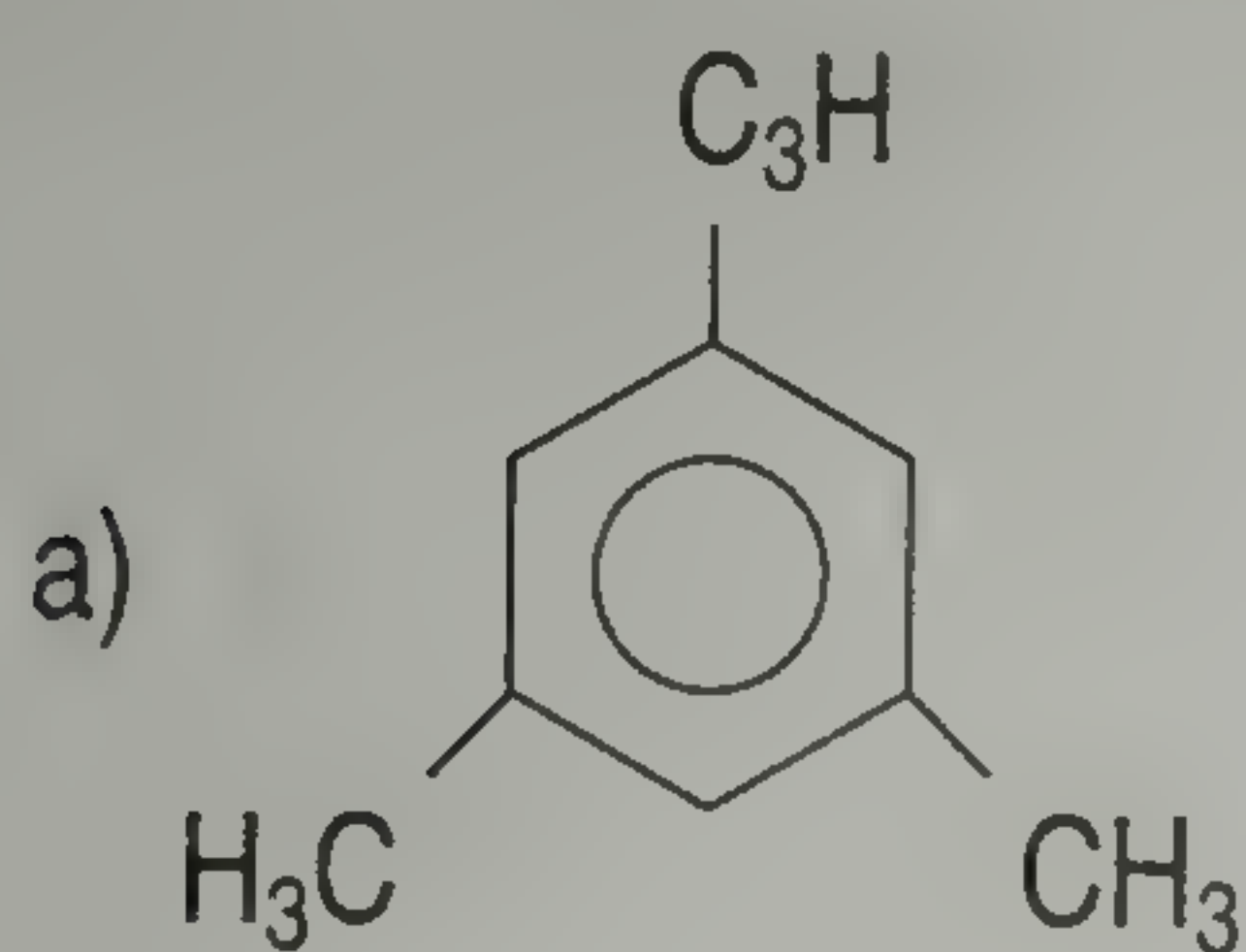
38. (UEPG) Um hidrocarboneto de fórmula molecular C_6H_{12} fornece, por ozonólise, uma cetona e um acetaldeído. O hidrocarboneto é:

- a) 3-metil-1-penteno.
b) 3-metil-2-penteno.
c) 3-hexeno.

- d) 4-metil-1-hexeno.
e) 4-metil-2-penteno.

39. (Fatec-SP) A polimerização do acetileno ($\text{HC} \equiv \text{CH}$) produz o benzeno .

Por analogia, espera-se que a polimerização do propino ($\text{H}_3\text{C} - \text{C} \equiv \text{CH}$) produza:



40. (Unicamp-SP) Considere os álcoois 1-butanol e 2-butanol, ambos de fórmula molecular $\text{C}_4\text{H}_9\text{OH}$.

- a) Qual deles produzirá, por oxidação, butanal (um aldeído) e butanona (uma cetona)?
b) Escreva as fórmulas estruturais dos quatro compostos orgânicos mencionados, colocando os respectivos nomes.

41. (Vunesp-SP) Reações de desidratação de álcoois, oxidação de aldeídos e polimerização de cloreto de vinila dão origem, respectivamente, a:
- alcenos, ácidos carboxílicos e PVC.
 - alcanos, fenóis e poliamidas.
 - alcinos, aminas e dióis.
 - éteres, cetonas e baquelites.
 - ácidos carboxílicos, álcoois e proteínas.

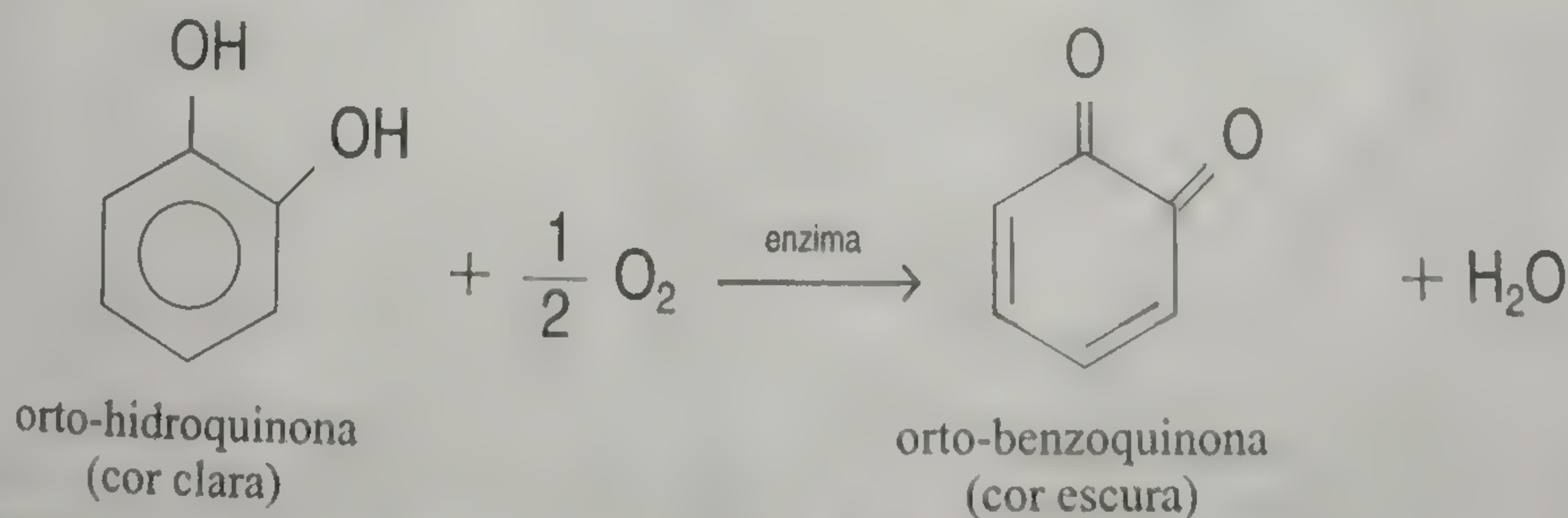
42. (UEL-PR) Na reação do $\text{CH}_2 = \text{CH} - \text{CH}_3$ com HCl há formação em maior quantidade de:
- 1-cloropropano.
 - 2-cloropropano.
 - 1,2-dicloropropano.
 - 1,3-dicloropropano.
 - 2,2-dicloropropano.

43. (OSEC-SP) O produto da oxidação de um álcool secundário é uma cetona. Para obter a acetona, é conveniente partir do:
- etanol.
 - 2-propanol.
 - 1-propanol.
 - dimetilpropanol.
 - ciclopropanol.

44. (Fuvest-SP) Automóveis a álcool emitem grande quantidade de aldeído, produzido por:
- fragmentação da molécula do álcool.
 - redução de álcool.
 - oxidação parcial do álcool.
 - oxidação completa do álcool.
 - reação do álcool com o nitrogênio do ar.

45. (Vunesp-SP) Assinale a alternativa que apresenta um composto orgânico que descora rapidamente uma solução de bromo em tetracloreto de carbono.
- 2-butino
 - butano
 - éter etílico
 - enzeno
 - clorofórmio

46. (UFRJ) A banana e a maçã escurecem quando são descascadas e guardadas por algum tempo. A laranja e o tomate não escurecem, por não possuírem a substância orto-hidroquinona. Para evitar o escurecimento, a sabedoria popular manda colocar gotas de limão sobre as bananas e maçãs cortadas, pois o ácido cítrico, contido no limão, inibe a ação da enzima, diminuindo a velocidade da seguinte reação:



- Explique por que a salada de frutas não escurece quando contém laranja.
- Diga a que função química pertence a orto-hidroquinona.



Adriano Moraes / 2008

450

QUÍMICA ORGÂNICA

Cana-de-açúcar: matéria-prima para a produção do álcool

29

**Compostos
orgânicos:
fontes natu-
rais e pro-
cessos de
preparação**

O petróleo, a hulha e a cana-de-açúcar são as mais importantes fontes para obtenção dos compostos orgânicos de maneira geral. Acrescente-se a essa relação o biogás, que, embora não seja encontrado diretamente na natureza, é facilmente obtido pela decomposição de matéria orgânica (lixo, resíduos agrícolas, vinhaça e esgoto), razão pela qual vem ganhando importância, uma vez que a humanidade tem se voltado para o consumo e a produção de combustíveis renováveis.

Alguns compostos que não são encontrados na natureza podem ser sintetizados a partir das matérias-primas citadas. Dessa forma, por exemplo, obtém-se o etanol (álcool etílico) a partir da fermentação da garapa (caldo da cana-de-açúcar) em condições apropriadas. Usado como combustível, o etanol, por sua vez, serve de ponto de partida para a obtenção de uma ampla variedade de compostos orgânicos de várias funções, como éteres, aldeídos e ácidos carboxílicos.

Petróleo

O gás natural, mistura de metano e outros alcanos, e o petróleo foram, provavelmente, formados pela decomposição de matérias orgânicas.

O petróleo ocorre em bolsões, aprisionado por rochas impermeáveis do subsolo.

Perfurando-se um poço petrolífero, o petróleo é impulsionado para a superfície até que a pressão no interior dos bolsões diminua, quando passa a ser extraído por intermédio de bombas.

O petróleo é um líquido oleoso e escuro formado por uma mistura de hidrocarbonetos. Sua refinação é um processo extremamente complexo e consiste na separação de diversas frações por meio de destilação fracionada.

FRAÇÕES RESULTANTES DA DESTILAÇÃO DO PETRÓLEO

FRAÇÃO	NÚMERO DE CARBONOS	INTERVALO DE PONTOS DE EBULIÇÃO
Gás natural	de C_1 a C_4	inferior à temperatura ambiente
Éter de petróleo	de C_5 a C_6	de 20°C a 60°C
Ligroína	de C_6 a C_7	de 60°C a 100°C
Gasolina	de C_6 a C_{12}	de 50°C a 200°C
Querosene	de C_{12} a C_{18}	de 175°C a 275°C
Óleo combustível	superior a C_{18}	superior a 275°C
Óleos lubrificantes	superior a C_{18}	não destilam (à pressão ambiente)
Graxas	superior a C_{18}	não destilam (à pressão ambiente)
Asfalto	superior a C_{18}	resíduo



Daniel Augusto Jr/Pulsar

Refinaria de Cubatão.

Processos mais complexos permitem obter, a partir das frações do petróleo, vários compostos orgânicos, que irão constituir matéria-prima na obtenção de plásticos, borrachas sintéticas e solventes.

Como exemplo, temos o craqueamento, que é um processo de transformação de alcanos naturais em hidrocarbonetos sintéticos de menor cadeia carbônica, efetuado sob a ação de calor na presença ou não de catalisadores.

Hulha

É um carvão natural que contém, aproximadamente, 85% de carbono. Nas fábricas de carvão (coquerias), a hulha é aquecida a vácuo, resultando gás combustível, águas amoniacais, alcatrão e um resíduo, denominado coque.

FRACÃO	NOME DA FRACÃO	COMPOSIÇÃO
Gasosa	gás combustível	40% de H_2 , 30% de CH_4 , 20% de CO_2 , pequena quantidade de CO e outros gases
Líquida	águas amoniacais	solução aquosa de hidróxido de amônio e sais de amônio
	alcatrão da hulha	benzeno e derivados homólogos, naftaleno, fenol, piridina, antraceno, fenantreno, anilina, piche
Sólida	coque	elemento predominante: carbono

O coque produzido é empregado na siderurgia como combustível, sendo constituído por um carvão poroso, mas com elevada resistência à pressão.

453

Madeira

É um produto natural de importância industrial. Da polpa, que é utilizada na obtenção de celulose, pode-se fabricar o papel, além de substâncias que podem ser transformadas, por meio de processos químicos, em sedas artificiais, vernizes e plásticos.

Quando se realiza a destilação seca da madeira, em corrente de ar e temperatura não muito elevada, obtêm-se:

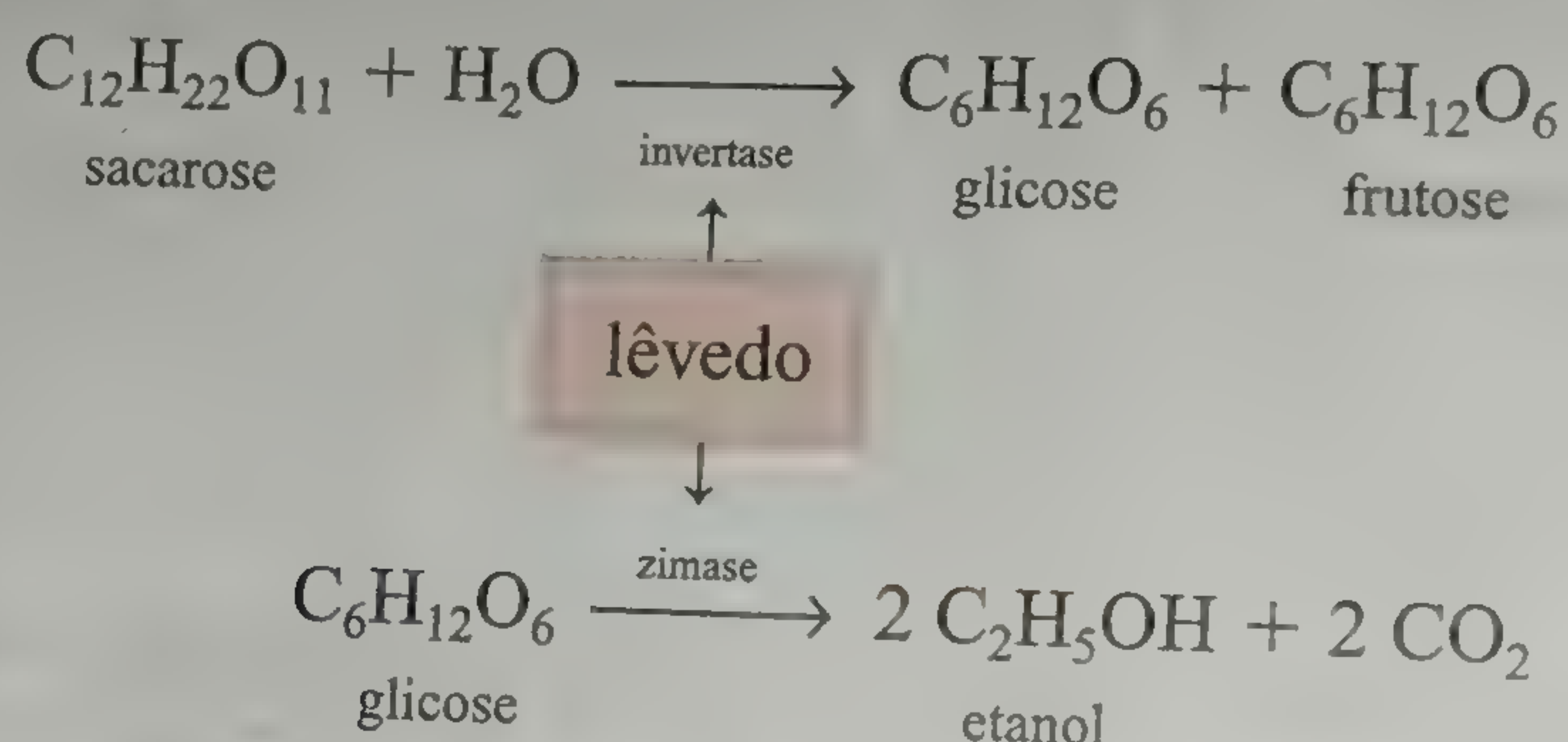
- fração gasosa: é uma mistura que contém H_2 , CH_4 , C_2H_6 , CO_2 e pode ser utilizada como combustível na própria destilação;
- fração líquida: constituída de alcatrão da madeira e ácido pirolenhoso, no qual podemos encontrar ácido acético, acetona, álcool metílico (espírito da madeira) e outros;
- fração sólida: carvão vegetal.

Atualmente, apenas cerca de 1% da produção de metanol é obtido por destilação seca da madeira. Praticamente a metade da produção total é empregada na fabricação de resinas. O restante é usado como solvente, como combustível ou é transformado em vários outros produtos, como por exemplo o etilenoglicol, utilizado como anticongelante, aditivo da água de refrigeração de motores em países frios.

Cana-de-açúcar

No Brasil, é matéria-prima de importância nas usinas de produção de açúcar (sacarose) e de álcool etílico. Da garapa, por cristalização, é extraído o açúcar. O líquido resultante constitui o melaço, que ainda contém de 30% a 40% de açúcar.

Na obtenção do álcool, submetemos o melaço a um processo de fermentação, utilizando o *Saccharomyces cerevisiae*, também denominado levedo, que inicialmente produz uma enzima, a invertase, que transforma a sacarose em glicose e frutose. Em seguida, sob ação de outra enzima produzida pelo levedo, a zimase, a glicose é transformada em etanol e gás carbônico.

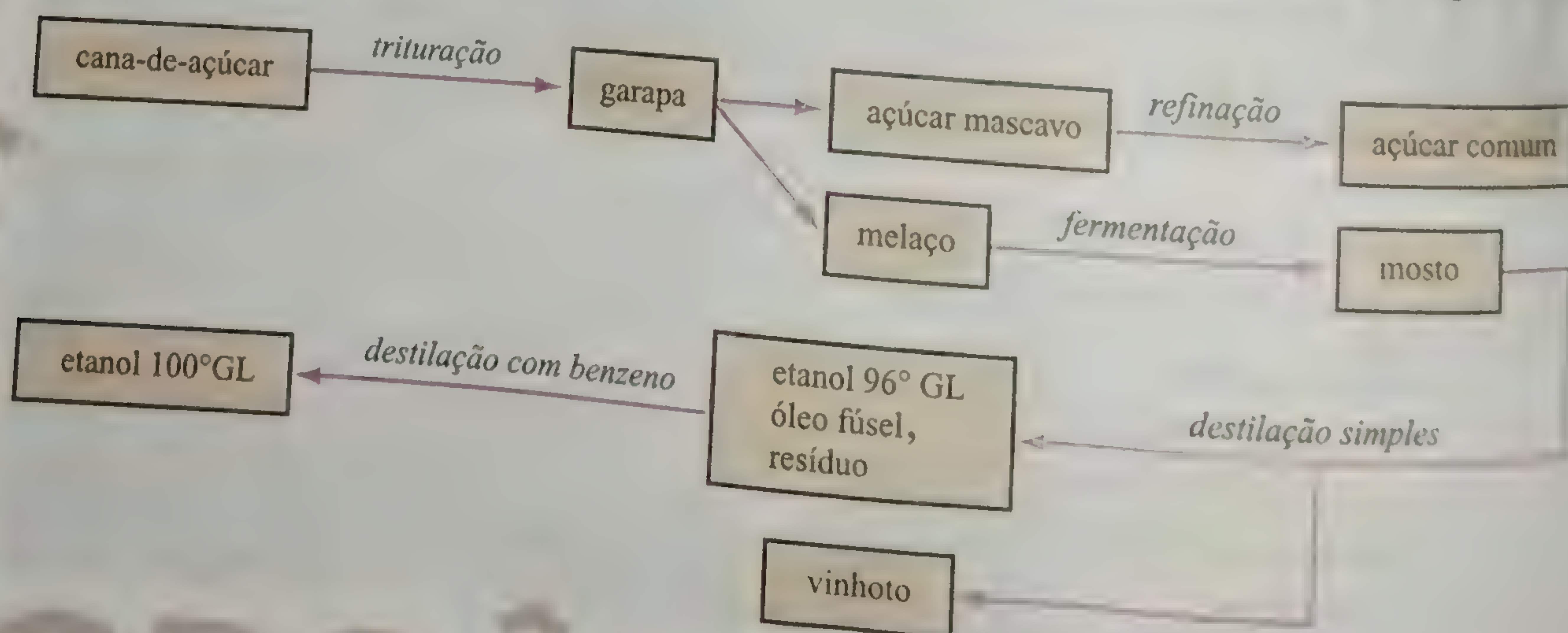


Efetuada-se uma destilação da mistura proveniente da fermentação, é possível separar o álcool 96 °GL, que é uma mistura azeotrópica formada por 96% de álcool etílico e 4% de água.

O álcool absoluto é o álcool anidro, isto é, 100% puro.

O etanol tem inúmeras aplicações práticas. É usado como desinfetante, combustível doméstico e, misturado à gasolina, como combustível de motores diversos, na fabricação de bebidas etc. O álcool comercial é geralmente desnaturado, isto é, sofre adição de substâncias tóxicas como piridina e metanol, a fim de impedir o seu uso em alimentação.

O processo de obtenção do etanol a partir da cana-de-açúcar é dado esquematicamente abaixo:



Outras fontes de obtenção do açúcar e do álcool

Nos países europeus, o açúcar é retirado principalmente da beterraba. Soluções açucaradas, como suco de beterraba e de frutas, podem ser substituídas por substâncias amiláceas, encontradas em cereais do tipo da cevada, do arroz e do milho, que, por fermentação, produzem algumas bebidas alcoólicas.

BEBIDA	TIPO DE BEBIDA	°GL	PROCESSO RESULTANTE DA:
Licor	não-fermentada	variável	mistura de álcool, água, açúcar e essência
Vinho	fermentadas	10 a 15	fermentação de suco de uva
Cerveja		3 a 5	fermentação de malte
Champanhe		11	fermentação de vinho na própria garrafa
Cachaça	destiladas	45	destilação de caldo de cana fermentado
Conhaque		40 a 60	destilação de suco de uva fermentado
Rum		50	destilação de melaço de cana fermentado
Uísque		40 a 75	destilação de centeio fermentado



Corel Stock Photo

Alambique.

Biogás

Há, habitualmente, uma busca constante por fontes de energia renováveis que possam substituir o carvão e o petróleo. O biogás é uma importante alternativa na obtenção de energia, constituindo uma solução ecologicamente perfeita e vantajosa, por ser realizada no próprio local de consumo. Durante a produção do biogás, obtém-se

biofertilizante, que apresenta as vantagens de um rendimento maior que o esterco natural, de diminuir a contaminação do solo provocada por fezes ou resíduos industriais e de permitir o controle da poluição ambiental.

O que é o biogás

É uma mistura de gases cuja composição depende da forma como foi obtida. De modo geral sua composição é variável e é expressa em função dos componentes que aparecem em maior proporção. Assim, o biogás pode conter de 50% a 76% de metano (CH_4), de 50% a 30% de gás carbônico e traços de gás sulfídrico (H_2S).

Onde se obtém

Pode ser obtido de diversos tipos de materiais, tais como lixo, resíduos agrícolas, vinhaça, casca de arroz e esgoto.

Dependendo do material de partida, obtém-se biogás com diferente percentual de metano. Assim, as algas permitem obter biogás com elevado teor de metano, enquanto a casca do arroz produz biogás de baixo teor dessa substância.

Como se obtém

O biogás é obtido nos digestores, pelo processo de fermentação anaeróbica (digestão), por meio de uma seqüência de reações que termina com a produção de gases como o metano e o gás carbônico.



Biodigestor.



De acordo com o processo de digestão, o tempo de fermentação pode chegar a 100 dias; de modo geral, consome aproximadamente 60 dias.

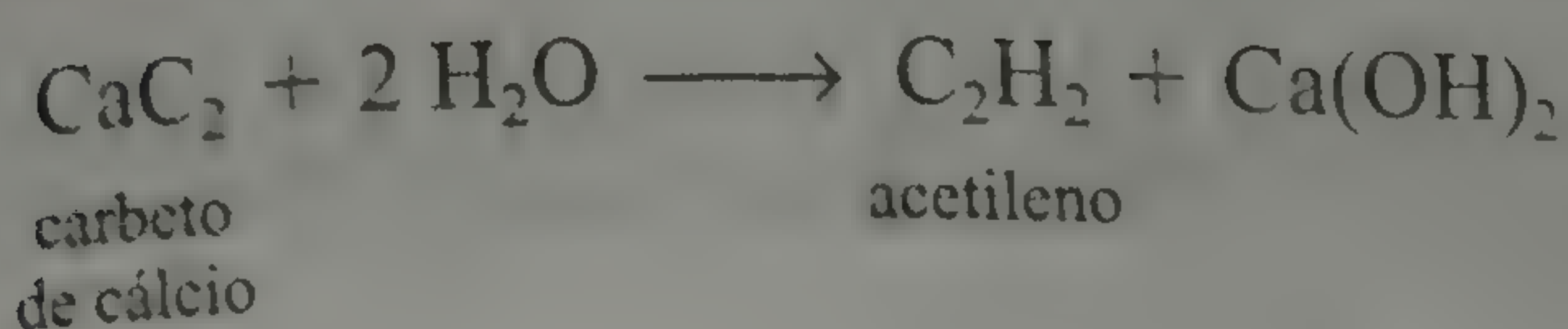
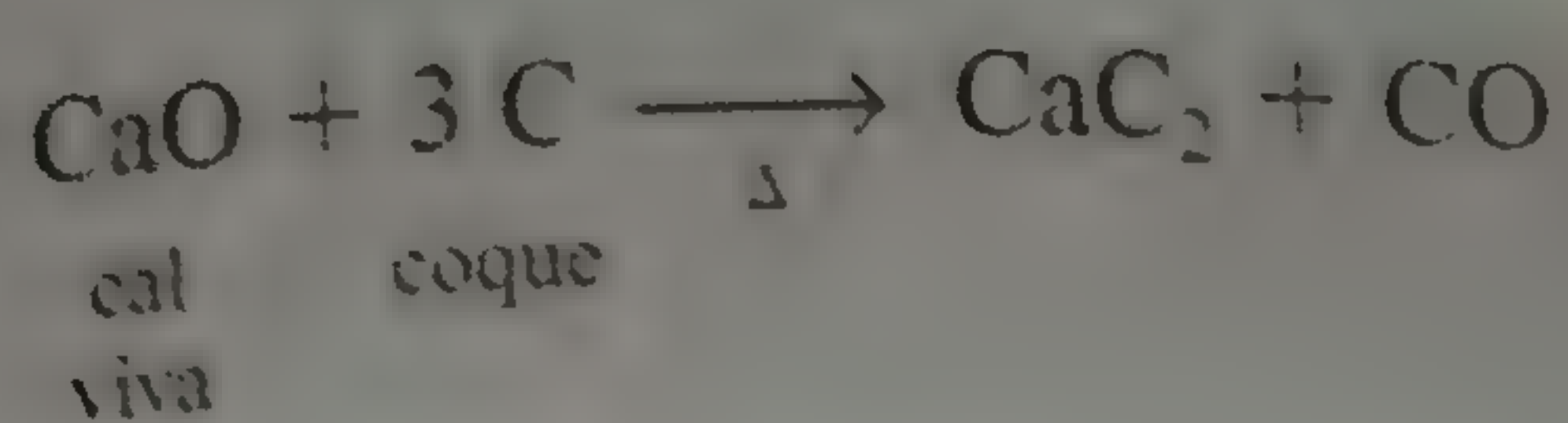
O digestor pode ser *rural* ou *industrial*, dependendo da aplicação a que se destina.

O rural é de pequeno porte e fornece biogás e biofertilizante para uma família ou pequena comunidade. O material a ser fermentado pode ser esterco ou resíduos agrícolas.

O industrial é de grande porte, utilizando como matéria de fermentação lodo de esgoto, lixo urbano, resíduos de matadouro ou de vinhaça. Conhece-se o efeito altamente poluidor da vinhaça e as conseqüências de seu lançamento nos cursos de água. Um dos processos para evitar seus efeitos negativos é o tratamento, produzindo o biogás.

1. (UFU-MG) Nas condições ambientes, a substância líquida, volátil, combustível, que dissolve bem a parafina, imiscível com água, deve ser:
- a) etano.
 - b) heptano.
 - c) etanol.
 - d) $C_{60}H_{122}$.
 - e) metanol.
2. (ESPM-SP) O petróleo está novamente no epicentro das atenções, pois dele se extraem diversos derivados que movimentam o mundo contemporâneo, tais como gás de cozinha, gasolina, querosene e óleo diesel. Qual o nome do processo físico de separação pelo qual se obtêm as várias frações do petróleo?
3. (Faculdades Reunidas Nuno Lisboa) A separação do petróleo em várias frações é baseada nas diferentes:
- a) densidades das frações.
 - b) pressões de vapor das frações.
 - c) viscosidades das frações.
 - d) afinidades das frações pelo hidrogênio.
 - e) temperaturas de solidificação das frações.
4. (Universidade Católica Don Bosco) O petróleo é uma das mais importantes fontes de energia da atualidade. O petróleo é uma mistura constituída principalmente de:
- a) hidrocarbonetos.
 - b) álcoois.
 - c) hidrocarbonetos e álcoois.
 - d) álcoois e ésteres.
 - e) compostos oxigenados.
5. (OSEC-SP) O carvão natural conhecido como hulha, quando aquecido a vácuo, produz uma fração gasosa que contém, além de outros gases, o hidrocarboneto:
- a) metano.
 - b) benzeno.
 - c) naftaleno.
 - d) querosene.
 - e) fenol.
6. (PUC-RS) A madeira, ao ser aquecida, além de resíduo sólido e outros compostos voláteis, produz uma fração aquosa contendo, principalmente, acetona, ácido etanóico e metanol. O processo utilizado para a obtenção desses produtos, isoladamente, denomina-se:
- a) evaporação do solvente.
 - b) filtração a vácuo.
 - c) cristalização fracionada.
 - d) destilação fracionada.
 - e) dissolução fracionada.
7. (UMC-SP) As bebidas alcoólicas contêm:
- a) butanol-1.
 - b) etanol.
 - c) pentanol-2.
 - d) heptanol-1.
 - e) octanol-2.

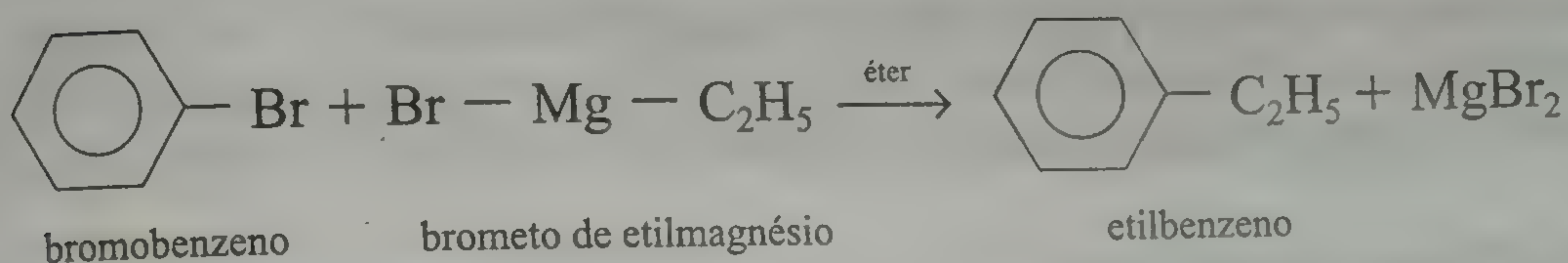
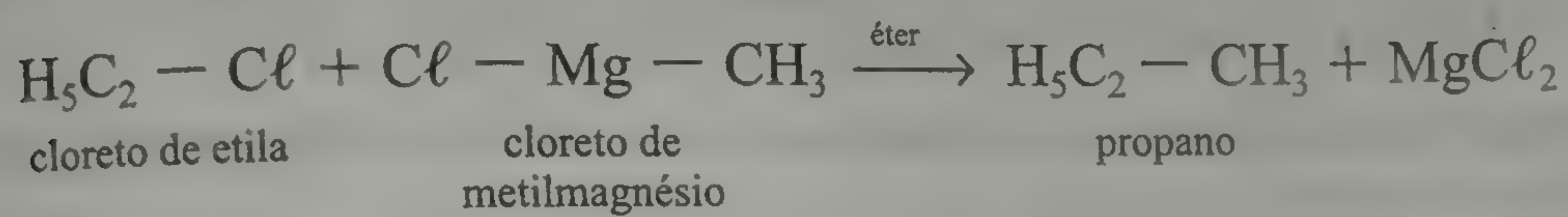
QUÍMICA ORGÂNICA



Síntese de Grignard

Consiste na reação de haletos orgânicos com compostos de Grignard. Esse processo pode ser empregado na preparação de hidrocarbonetos em geral.

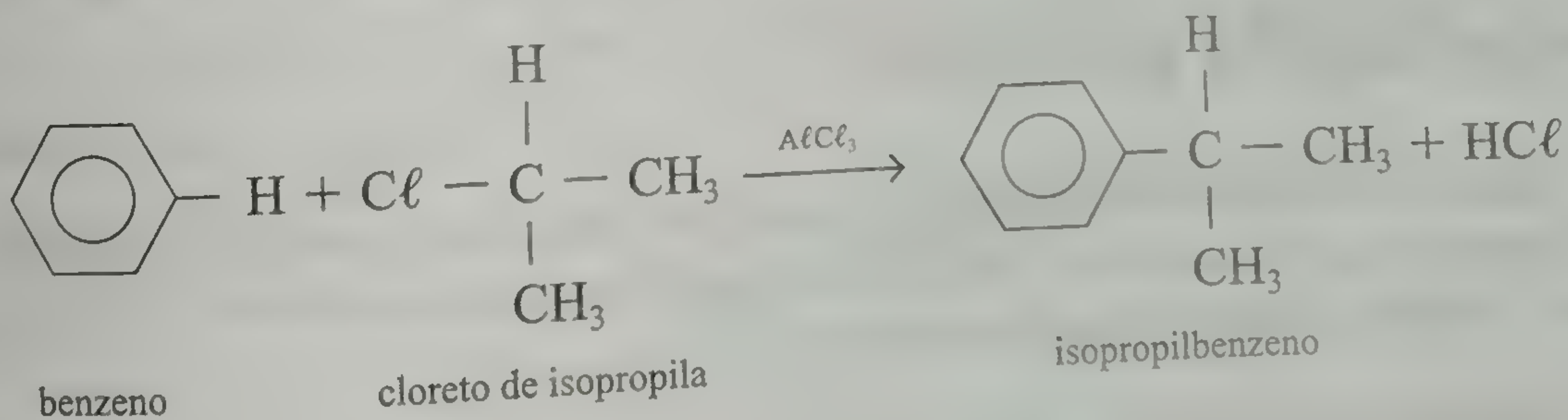
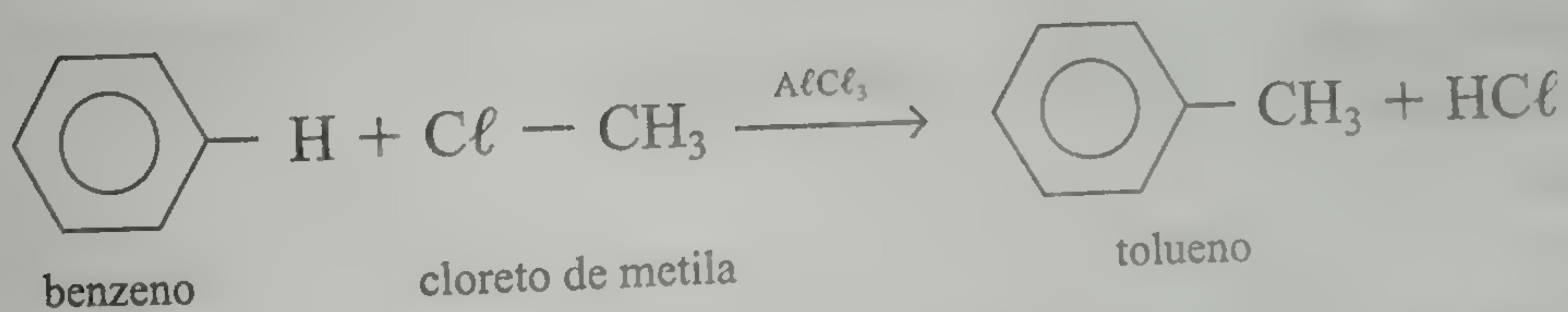
Exemplos:



Síntese de Friedel-Crafts

Permite preparar derivados de benzeno por meio da reação entre benzeno e haleto de alquila, na presença de AlCl_3 , que atua como catalisador da reação.

Exemplos:



459

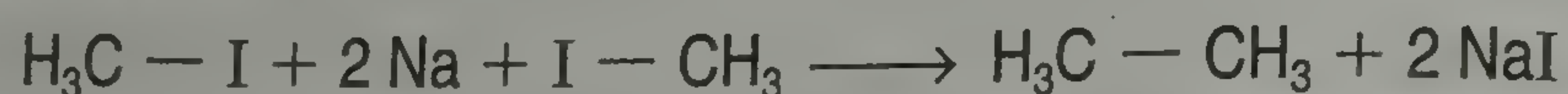
EXERCÍCIOS

- Para obter o hexano com cadeia carbônica normal pelo método de Wurtz, qual o haleto de alquila empregado? Escreva a equação química correspondente.
- Na síntese de Grignard, para obtenção de alcanos, utilizam-se como reagentes:
 - uma mistura de haletos de alquila.
 - uma mistura de compostos de Grignard.

- c) haletos de alquila e compostos de Grignard.
- d) sódio metálico e compostos de Grignard.
- e) n.d.a.

11. Na reação entre benzeno e cloreto de etila, na presença do catalisador $AlCl_3$, obtém-se:
- a) tolueno.
 - b) naftaleno.
 - c) dietilbenzeno.
 - d) etilbenzeno
 - e) n.d.a.

12. (Fuvest-SP) A reação representada abaixo é um exemplo do método de Wurtz para a síntese de hidrocarbonetos:

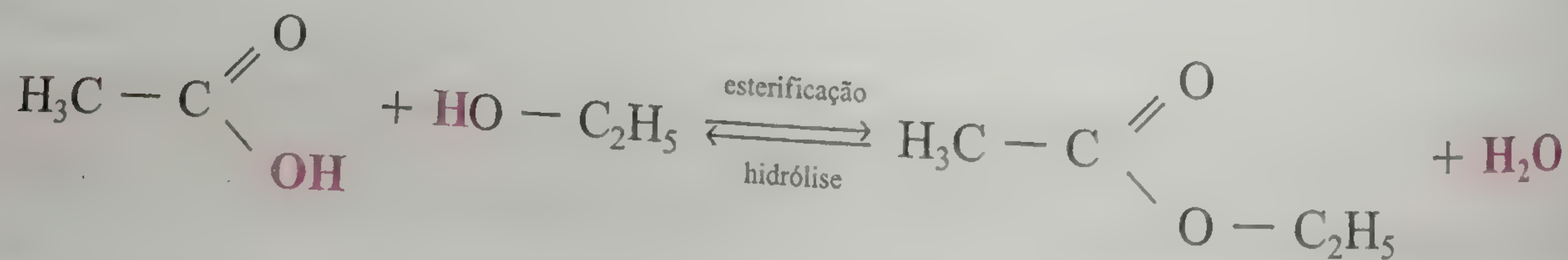


- a) Quais hidrocarbonetos podem se formar quando uma mistura de iodoetano e 1-iodopropano reage com sódio?
 - b) Suponha que na mistura do item anterior a quantidade total de iodetos de alquila corresponda a 6,5 mols. De acordo com o método de Wurtz, para reagir com essa quantidade de iodetos, que quantidade, em mols, de sódio será necessária? Justifique sua resposta.
13. (UEPG-PR) Determinado cloreto de alquila A, quando tratado por magnésio metálico em éter anidro, dá origem ao reagente de Grignard, cuja hidrólise produz n-butano. Quando se trata A com sódio metálico, forma-se o composto 3,4-dimetil-hexano. O composto A é:
- a) 1-clorobutano.
 - b) 1-cloro-2-metilpropano.
 - c) 2-cloro-2-metilpropano.
 - d) 2-cloro-2-metilbutano.
 - e) 2-clorobutano.

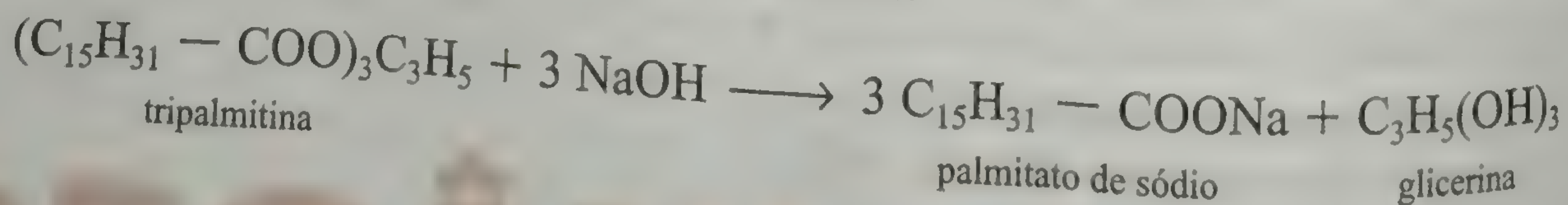
Preparação de éster

Consiste na reação de um ácido carboxílico com álcool produzindo ésteres orgânicos. Essa reação é, caracteristicamente, de equilíbrio, pois a hidrólise do éster permite obter o ácido e o álcool correspondentes.

Exemplo:



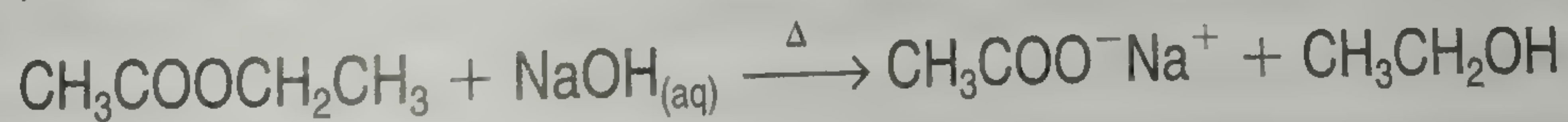
Para se obter éster, a reação deve ser feita em meio ácido. A hidrólise de ésteres em meio alcalino (saponificação) tem importância industrial, pois, partindo-se de ésteres naturais, como as gorduras, obtêm-se os sabões.



EXERCÍCIOS

14. A reação de saponificação é utilizada na indústria para obter:
- um álcool.
 - um éster.
 - um sabão.
 - uma gordura.
 - n.d.a.
15. (Fuvest-SP) O sabor artificial de laranja é conseguido usando acetato de octila.
- Equacione a reação de esterificação que permite obter esse composto.
 - Dê o nome dos reagentes empregados.
16. (UFMT) O acetato de isopentila é o éster responsável pelo aroma de banana. O ácido carboxílico e o álcool a partir dos quais esse éster pode ser formado são, respectivamente:
- ácido acético e 2,2 dimetil-1-propanol.
 - ácido acético e 3-metil-1-butanol.
 - ácido acético e 1-pentanol.
 - ácido acético e 2-metil-1-butanol.
 - ácido acético e 2-metil-2-butanol.
17. (Unesp-SP) O ácido metilpropiônico reage com 1-butanol formando água e um produto orgânico.
- Escreva a equação balanceada da reação utilizando fórmulas estruturais para compostos orgânicos.
 - Dê o nome do produto orgânico formado na reação e a função a que pertence.

18. (UFV-MG) A equação



representa uma reação de:

- condensação.
 - eliminação.
 - adição.
 - neutralização.
 - hidrólise.
19. (EEM-SP) Para se obter gasolina a partir do resíduo de destilação do petróleo, deve-se empregar um processo que permite a formação de moléculas maiores ou menores do que as que constituem o resíduo? Que nome tem um processo desse tipo?
20. (ESAM-RN) Etanol, metanol e metano podem ser obtidos respectivamente da cana-de-açúcar, madeira e hulha (carvão mineral). Pode-se dizer que nessas três substâncias os elementos químicos presentes são:
- carbono e hidrogênio.
 - carbono, hidrogênio e oxigênio.
 - carbono, hidrogênio, oxigênio e nitrogênio.
 - carbono, hidrogênio e hidroxila.
 - carbonila, hidroxila e metila.

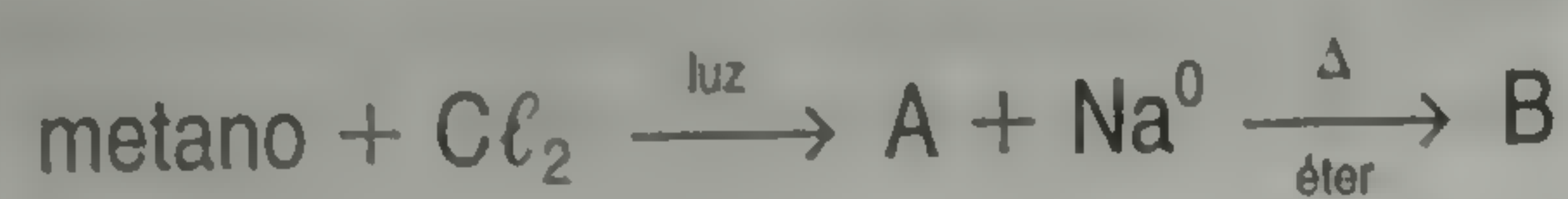
21. (PUCCAMP-SP) Podem ser citados, como exemplo de materiais biodegradáveis:

- a) porcelana e grafite.
b) couro e papel.
c) vidro e náilon.
d) plástico e gordura vegetal.
e) diamante e sal-gema.

22. (ESAM-RG) Misturas de hidrocarbonetos são materiais usados como combustíveis, tais como querosene, gasolina, óleo combustível. Essas misturas podem ser obtidas por meio da destilação fracionada de:

- a) asfalto.
b) coque.
c) hulha.
d) ligroína.
e) petróleo.

23. (Mack-SP) No sistema de equações não-balanceadas, os compostos orgânicos A e B são, respectivamente:



- a) $\text{H}_3\text{C} - \text{CH}_2 - \text{Cl}$ e $\text{H}_3\text{C} - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{CH}_3$
b) $\text{H}_3\text{C} - \text{CH}_2 - \text{Cl}$ e $\text{H}_3\text{C} - \text{CH} = \text{CH} - \text{CH}_3$
c) $\text{H}_3\text{C} - \text{Cl}$ e $\text{H}_3\text{C} - \text{CH}_3$
d) $\text{H}_3\text{C} - \text{Cl}$ e $\text{H}_2\text{C} = \text{CH}_2$
e) CH_4 e $\text{H}_3\text{C} - \text{CH}_2 - \text{Cl}$

24. (UEPG-PR) Em relação aos álcoois é *incorreto* afirmar que:

- a) álcoois terciários não sofrem desidratação.
b) álcoois terciários não sofrem oxidação.
c) álcoois podem ser desidratados em meio ácido, produzindo éteres ou alcenos, dependendo das condições utilizadas na reação.
d) álcoois primários e secundários, quando oxidados, produzem ácidos carboxílicos e cetonas, respectivamente.
e) álcoois reagem com ácidos carboxílicos formando ésteres.

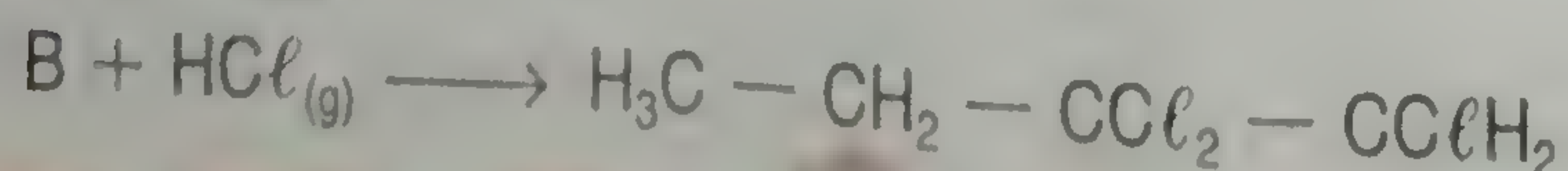
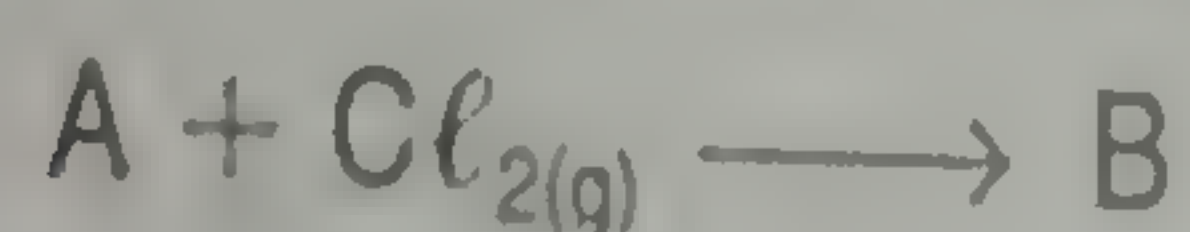
25. (Cesesp-PE) Sobre os métodos de preparação de um alceno, temos as seguintes proposições:

- I – eliminação de HX de um haleto de alquila
II – oxidação de um álcool primário
III – eliminação de H_2O de um álcool

Dessas proposições:

- a) todas estão corretas.
b) apenas I está correta.
c) apenas I e II estão corretas.
d) apenas I e III estão corretas.
e) todas as proposições estão erradas.

26. (UFU-MG) Nas equações:



...do A e:
...1-buteno.
...1-propeno.
...ano.

...SP) O éster responsável

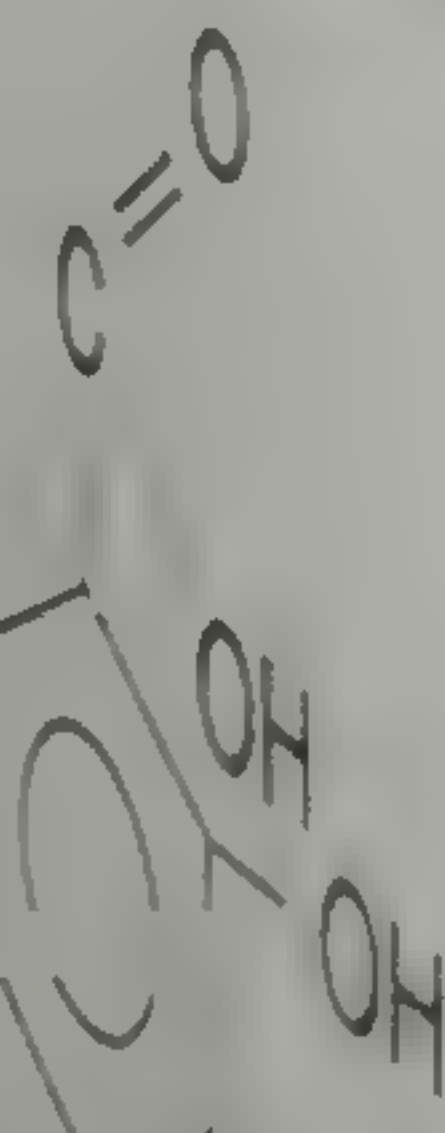
...as fórmulas estruturais do

...SP) Um dos métodos de co-
...ção de haletos orgânicos com
...lo foi tratada com sódio ob-
...a três alcanos diferentes.

...as equações balanceadas das tr-
...mes dos três hidrocarbonet-

...SP) O uísque contém água,
...as quais, ácido acético e ace-
...o etanol, respectivamente,
...ação e hidrólise.
...lise e esterificação.
...erificação e redução.

...MG) Inicialmente, para se ab-
...do salgueiro. Nos anos de 18
...do salgueiro era o ácido salic-
...para abaixar a febre) e a
...relativamente alta, esse
...as membranas da boca, do es-
...o acetato do éster c-
...forma é menos irritante para
...as condições alcalinas do
...a ácido salicílico.



Fórmula estrutural do
ácido salicílico

QUÍMICA

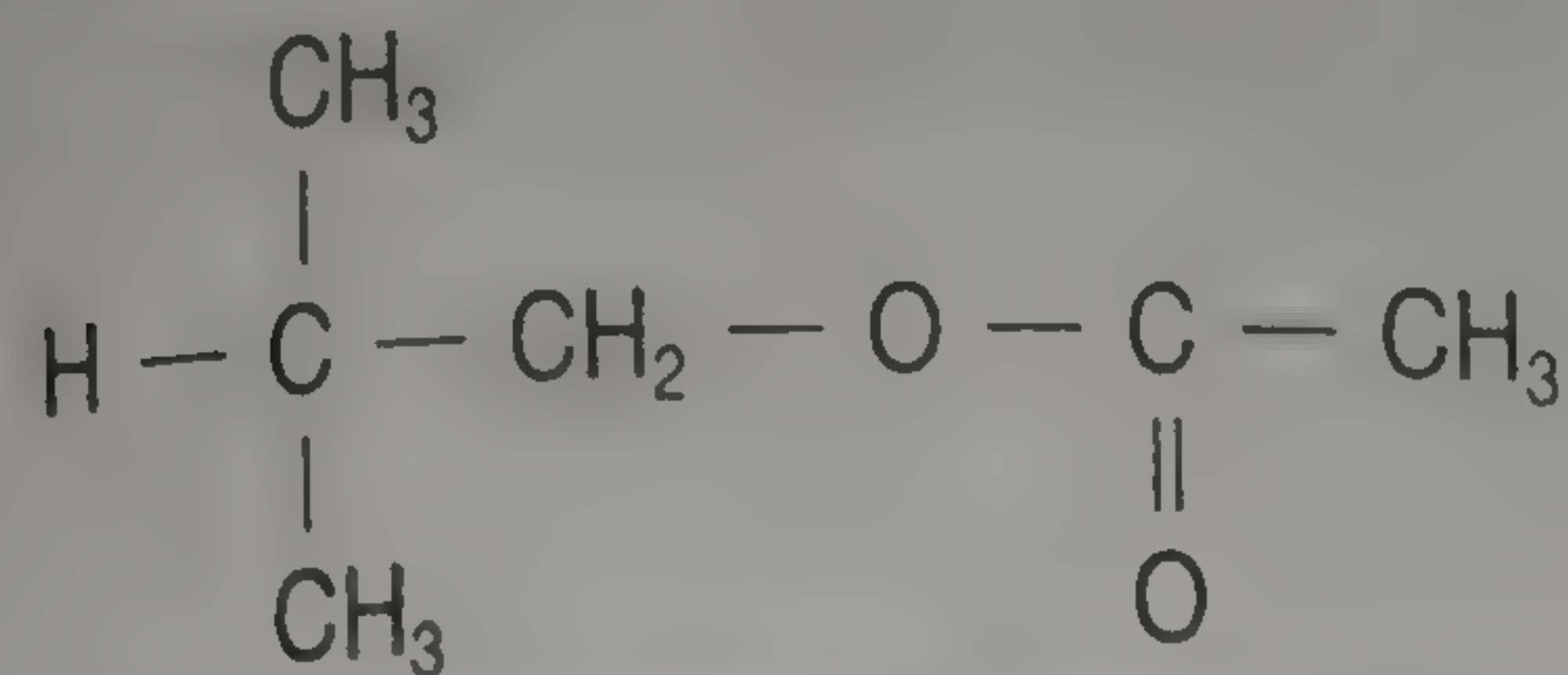
ORGÂNICA

o composto A é:

- a) 3-metil-1-buteno.
- b) 2-metil-1-propeno.
- c) ciclobutano.

- d) 1-butino.
- e) 2-butino.

27. (Unicamp-SP) O éster responsável pelo aroma do rum tem a seguinte fórmula estrutural:



Escreva as fórmulas estruturais do ácido e do álcool a partir dos quais o éster poderia ser formado.

28. (Vunesp-SP) Um dos métodos de obtenção de alcanos é a síntese de Wurtz, que consiste na reação de haletos orgânicos com sódio metálico. Uma mistura de 2-cloropropano e clorometano foi tratada com sódio observando-se a ocorrência de três reações, que deram origem a três alcanos diferentes.

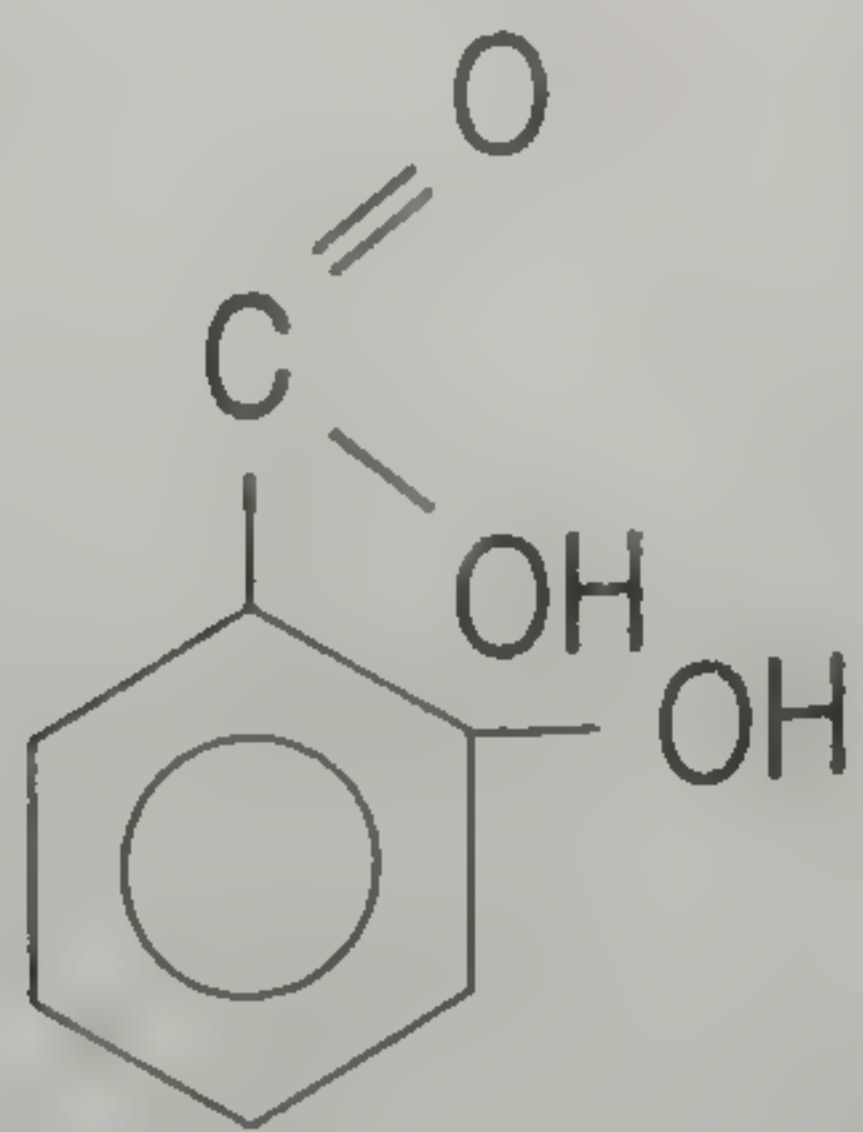
Escreva:

- a) as equações balanceadas das três reações.
- b) os nomes dos três hidrocarbonetos formados.

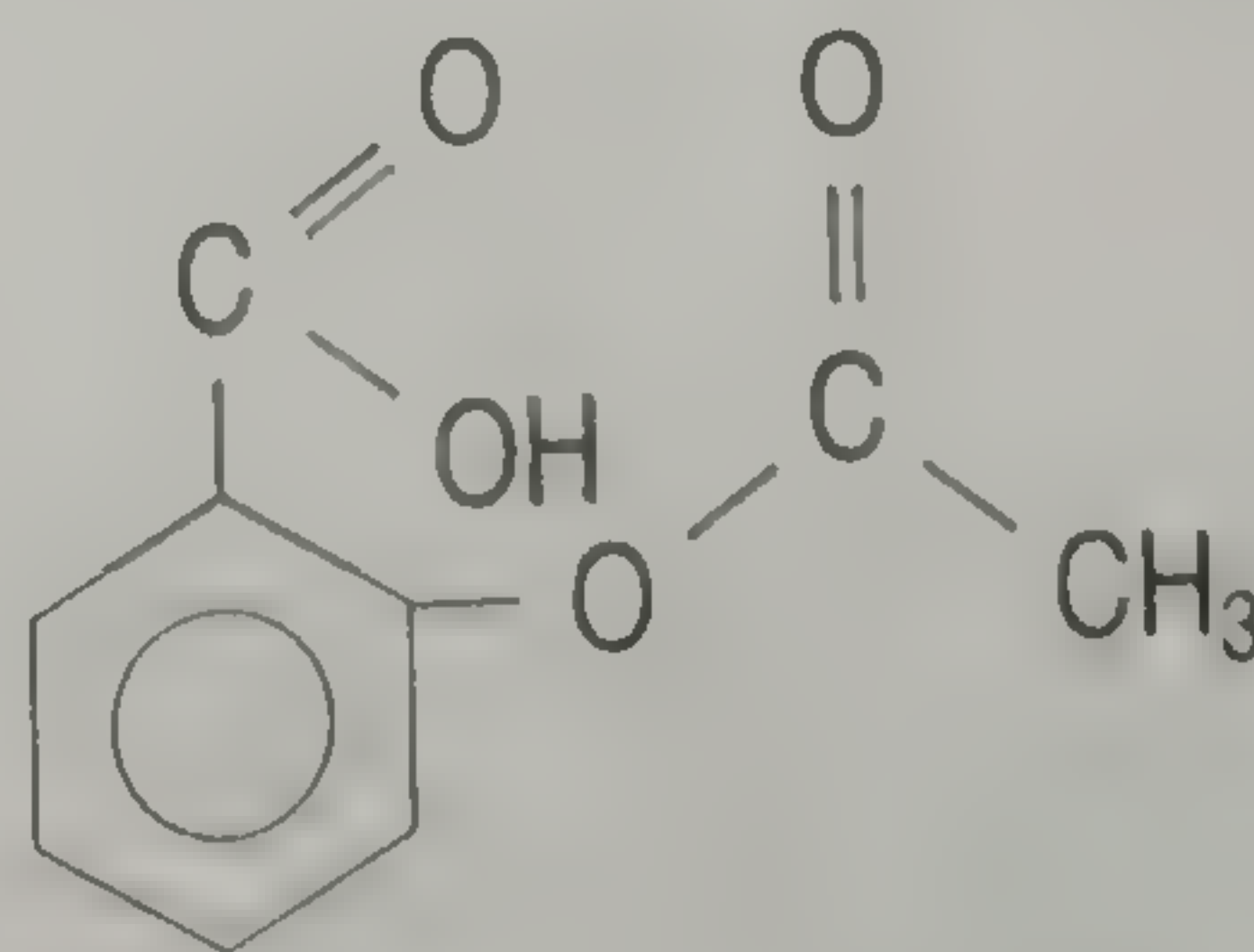
29. (Fuvest-SP) O uísque contém água, etanol e pequenas quantidades de outras substâncias, dentre as quais, ácido acético e acetato de etila. Estas duas substâncias teriam se formado a partir do etanol, respectivamente, por reações de:

- a) oxidação e hidrólise.
- b) hidrólise e esterificação.
- c) esterificação e redução.
- d) redução e oxidação.
- e) oxidação e esterificação.

30. (UFU-MG) Inicialmente, para se abaixar a febre nos sintomas da malária, utilizava-se a casca do salgueiro. Nos anos de 1860, os químicos mostraram que o ingrediente ativo da casca do salgueiro era o ácido salicílico. Em 1870, esse ácido foi largamente usado como antitérmico (para abaixar a febre) e analgésico (para amenizar a dor). Mas por causa de sua força ácida relativamente alta, esse ácido tem um efeito colateral indesejável, que é a irritação das membranas da boca, do esôfago e do estômago. Em 1899, uma indústria química alemã introduziu o acetato do éster do ácido salicílico chamado comercialmente de aspirina. Esta forma é menos irritante para as membranas e hidrolisa a ácido salicílico somente ao alcançar as condições alcalinas dos intestinos. Escreva a reação de hidrólise básica que leva a aspirina a ácido salicílico.



Fórmula estrutural do ácido salicílico



Fórmula estrutural da aspirina

464

QUÍMICA ORGÂNICA

O plástico, imprescindível para a sociedade atual, já tem seu substituto biodegradável.



QUÍMICA ORGÂNICA

30

Compostos orgânicos: a importância biológica e a importância industrial

Substâncias formadas de carbono, hidrogênio, oxigênio e nitrogênio dão origem a inúmeros compostos de importância vital e econômica. A obtenção e o isolamento de produtos farmacêuticos, como vitaminas e aminoácidos, a procura por detergentes biodegradáveis e por novos tipos de fibras sintéticas com propriedades cada vez mais específicas e a busca de defensivos agrícolas menos agressivos ao homem e ao ambiente têm feito parte das pesquisas na área química.

A composição e o mecanismo de ação de proteínas, vitaminas, glicídios (açúcares) e lipídios (gorduras) no organismo humano são uma área comum à química e à biologia (por isso denominada bioquímica).

É fascinante o estudo da química dos organismos vivos; ela nos leva a refletir sobre algumas questões: Como somos formados? Quais são as matérias-primas que nos são fornecidas pelos alimentos? Como as células utilizam essas substâncias?

Hidratos de carbono

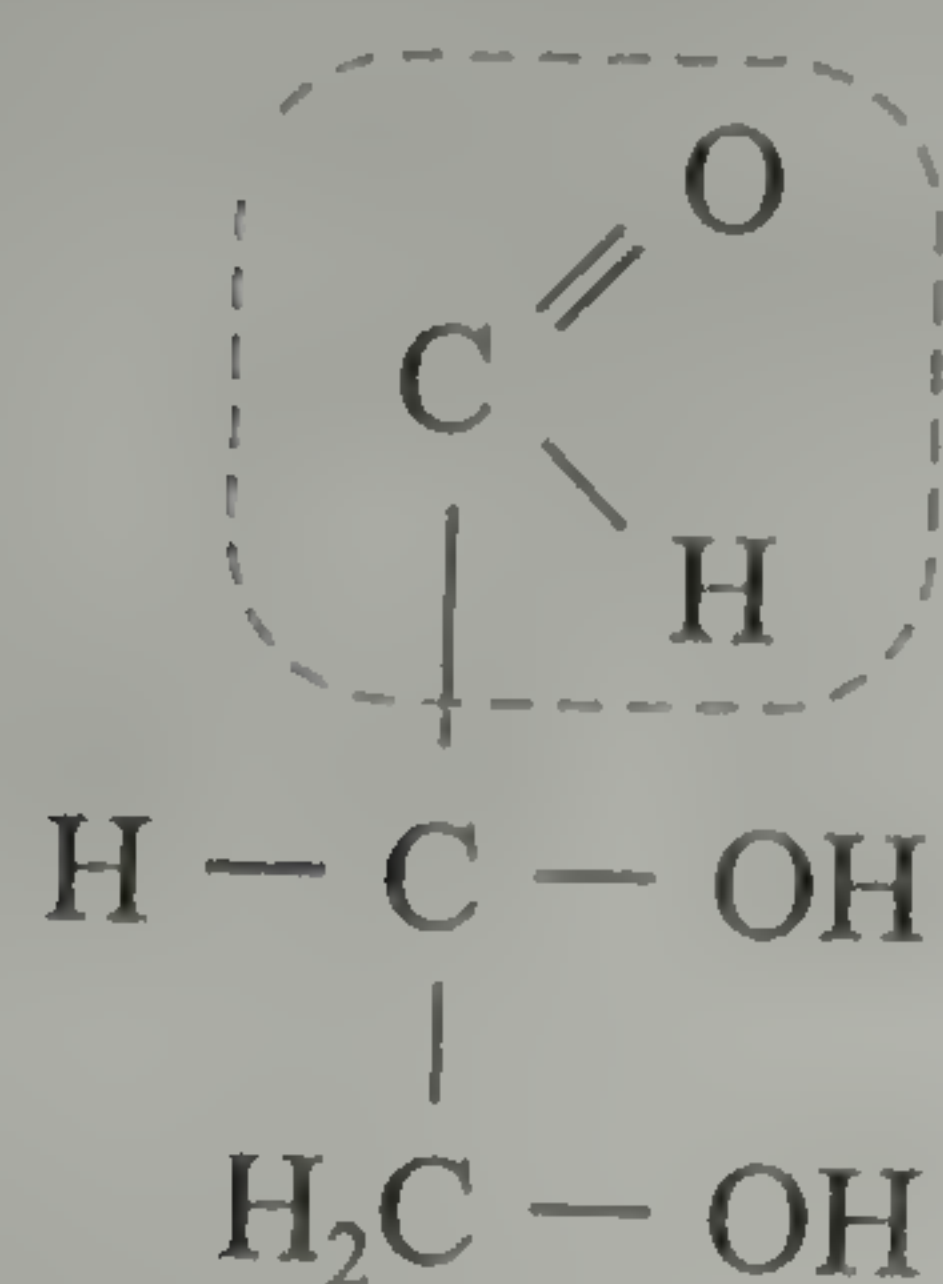
Alimentos como feijão, trigo, farinha e batata, por exemplo, fornecem as substâncias necessárias à obtenção de energia para os organismos animais. Esses alimentos são fontes de hidratos de carbono, conhecidos também como carboidratos. Sempre que se fala em energia dos seres vivos, citam-se os açúcares, o amido e a celulose.

Nos vegetais, os carboidratos são formados a partir de gás carbônico, água, luz e clorofila. Os animais aproveitam-se dos carboidratos para obter energia liberada na sua oxidação, produzindo gás carbônico, que é novamente utilizado pelos vegetais.

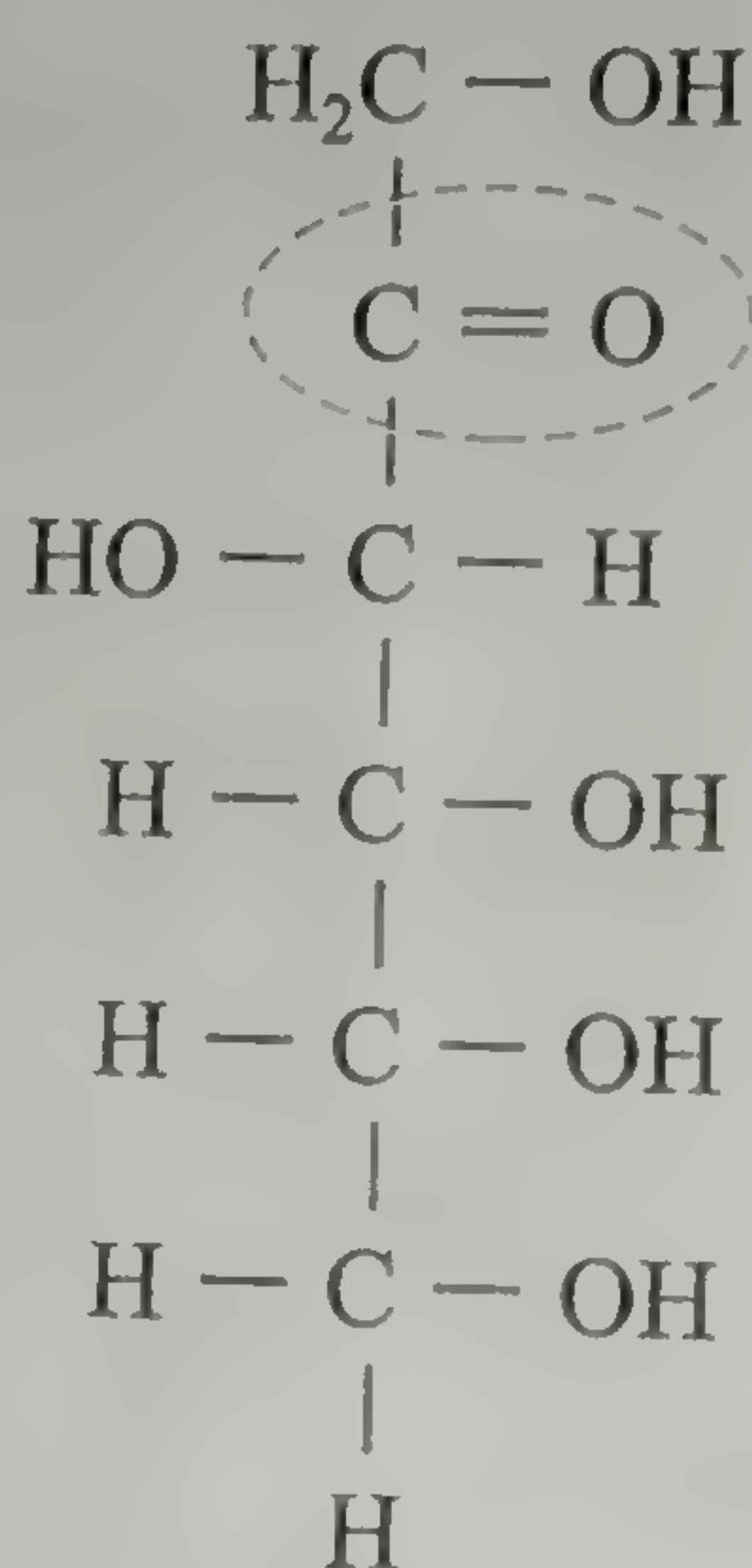
Os carboidratos são compostos de funções mistas, pois apresentam em sua estrutura vários grupos funcionais — OH e o grupo $\text{— C} \begin{smallmatrix} \text{O} \\ \text{=} \\ \text{H} \end{smallmatrix}$, ou >C=O .

Devido a isso, são denominados polihidroxiáldeídos (aldoses) ou polihidroxicetonas (cetoses).

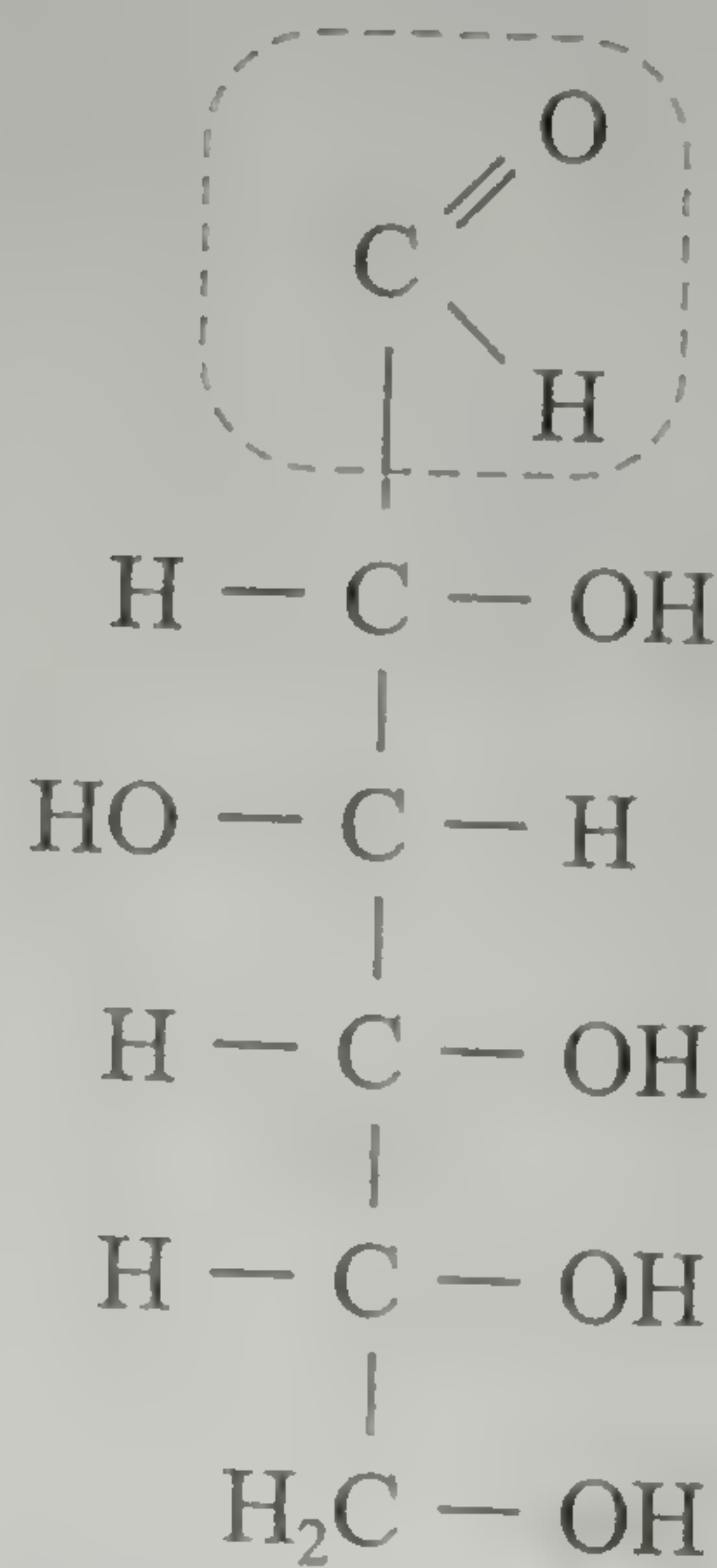
Exemplos:



aldo-triose



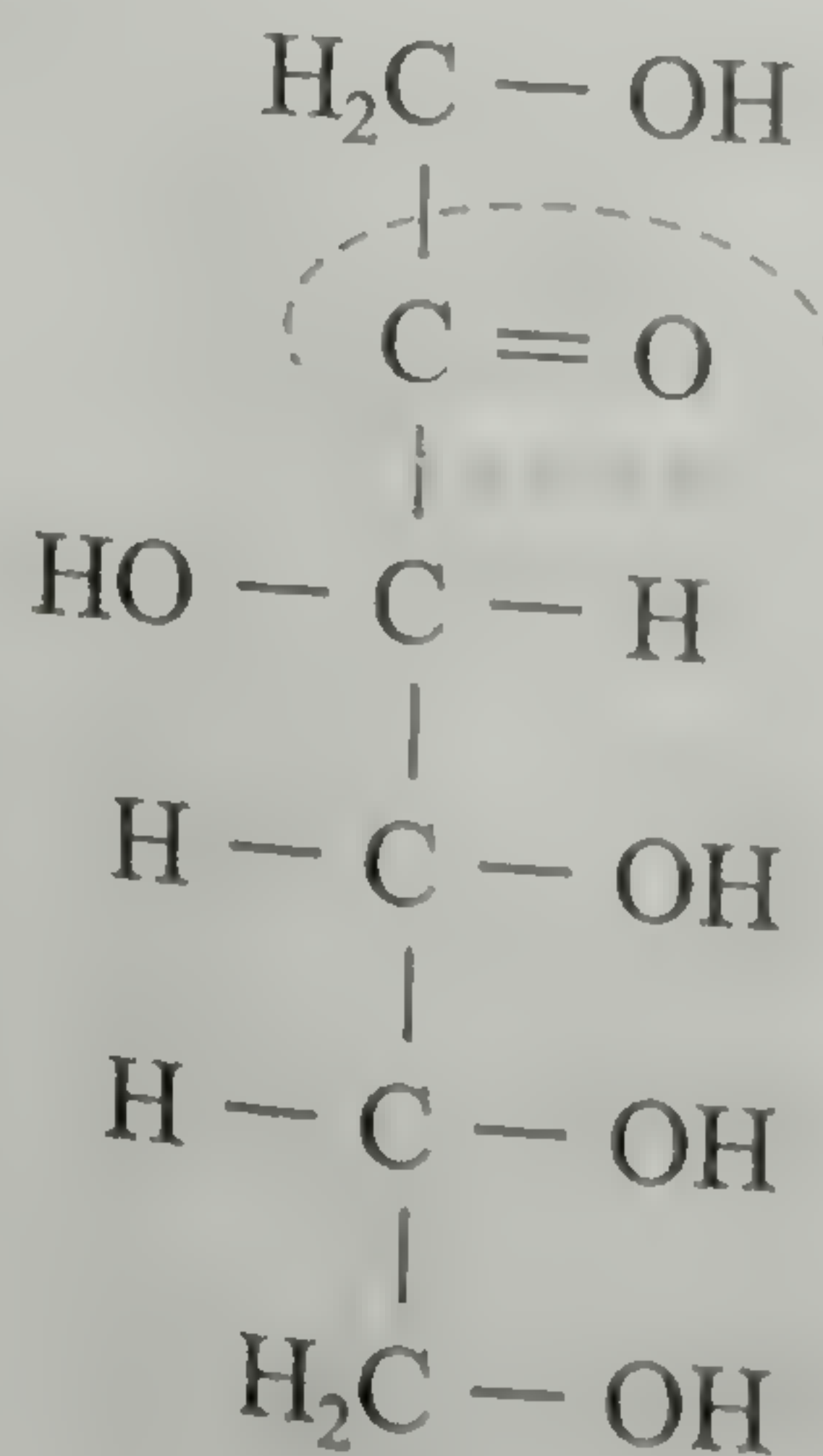
ceto-hexose



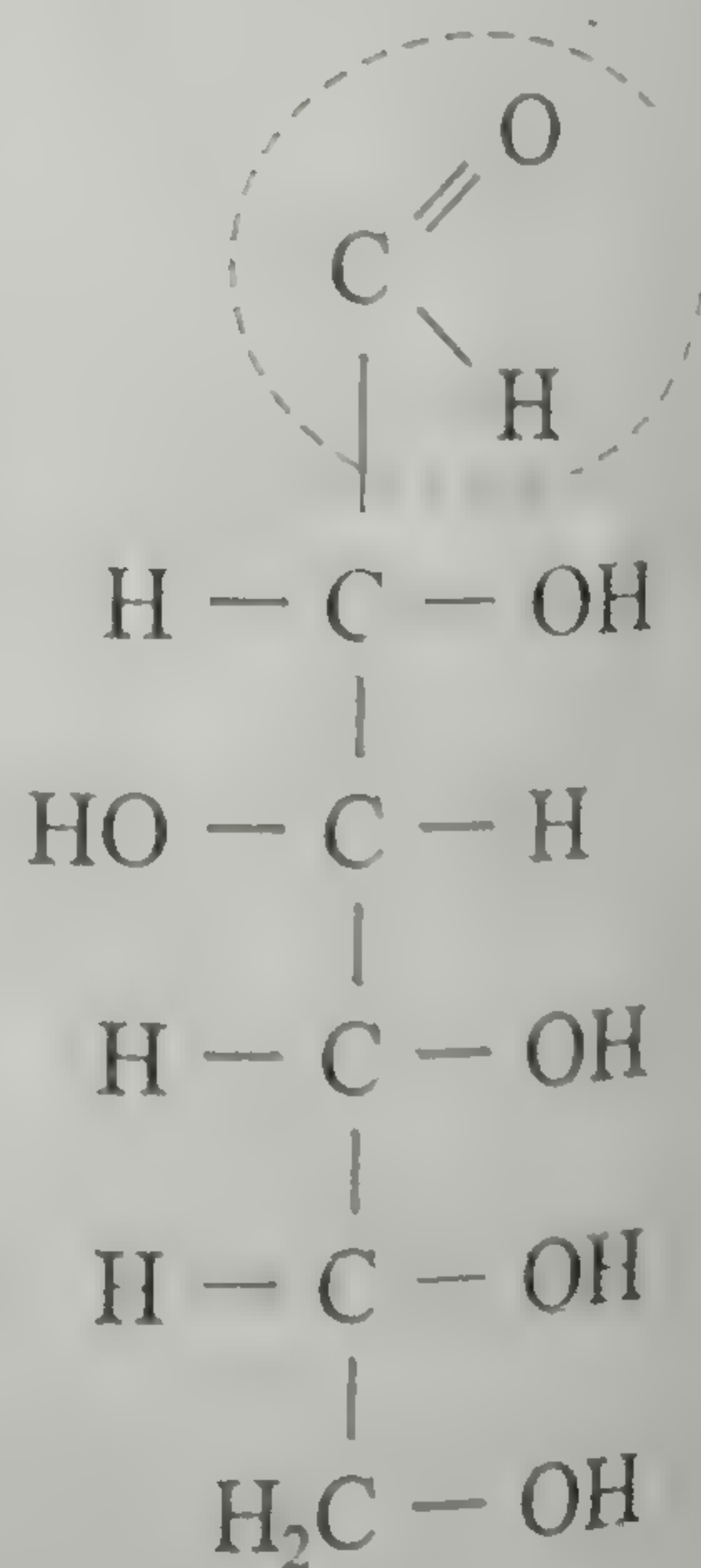
aldo-hexose

Os carboidratos podem ser classificados em:

- **Monossacarídeos:** São os mais simples e incluem os açúcares que têm de 3 a 7 átomos de C. Os açúcares em geral são conhecidos por nomes próprios e a terminação característica é *ose*. Por exemplo: glicose, frutose, galactose, manose.



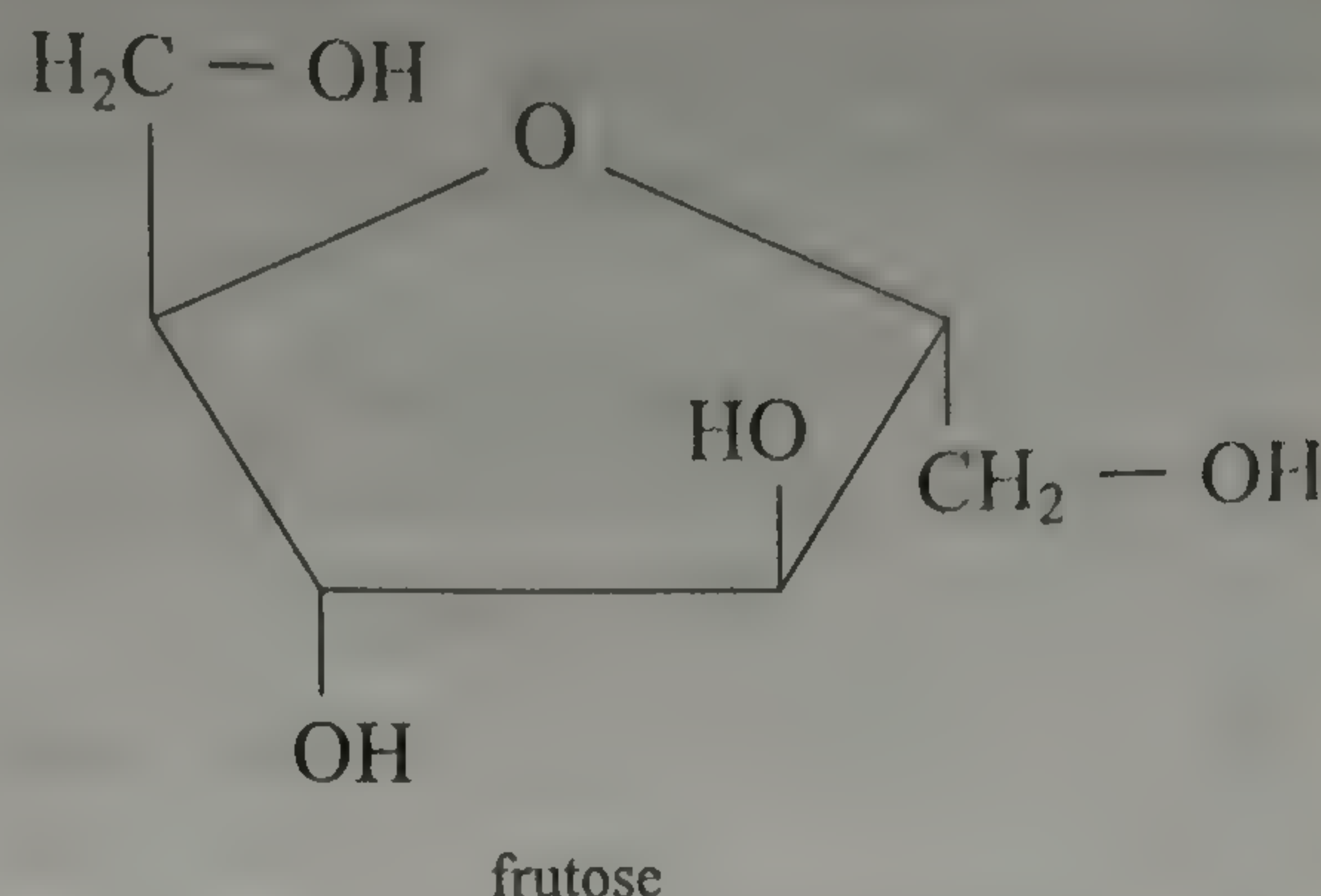
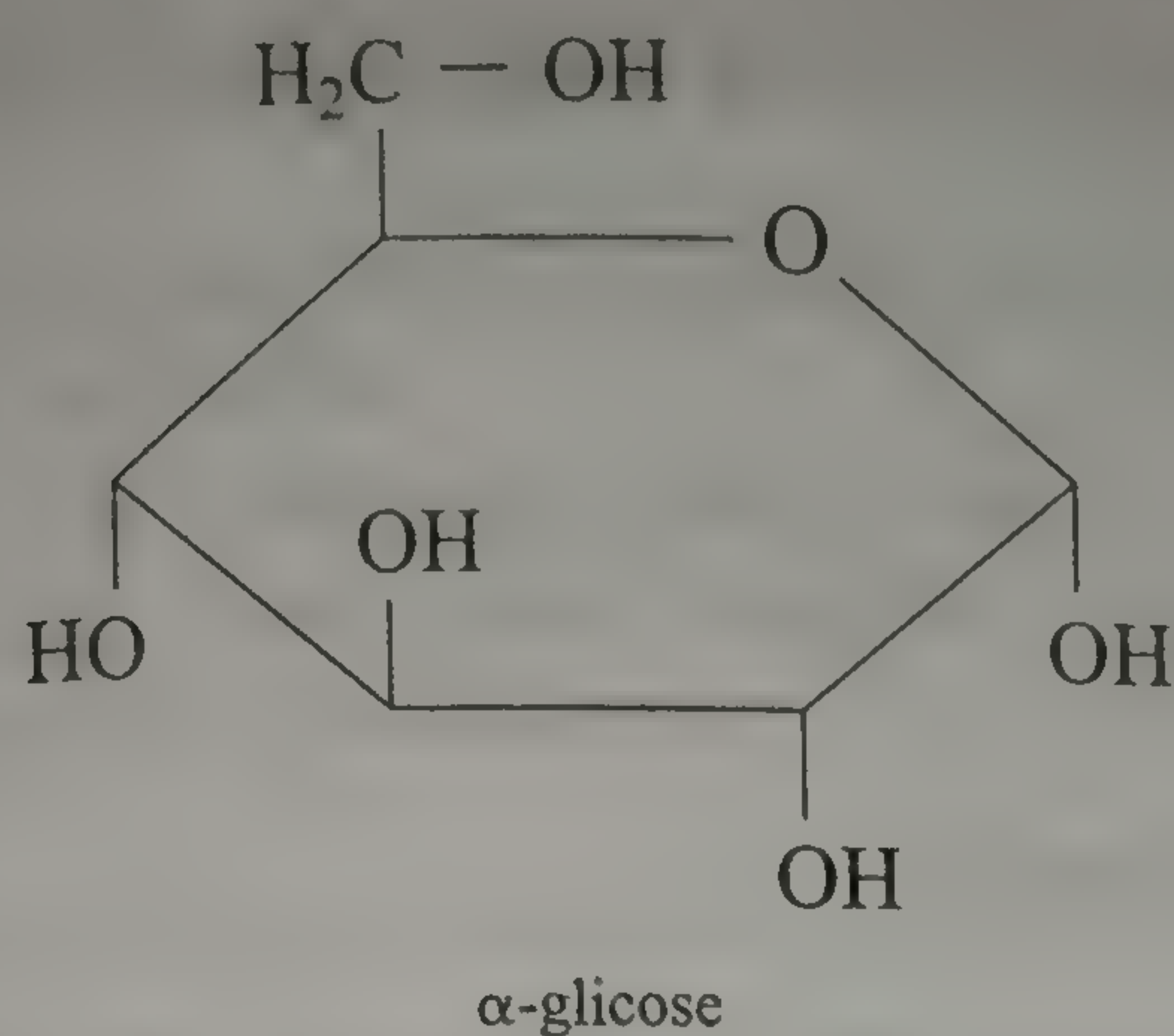
frutose



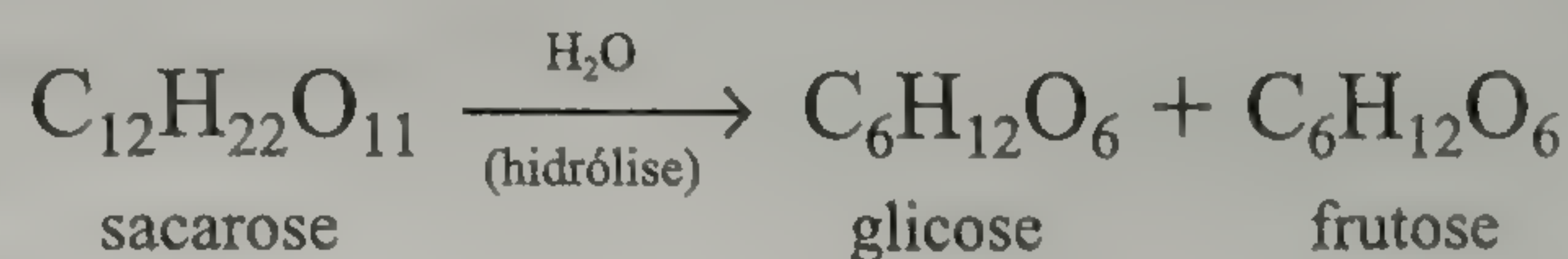
glicose

QUÍMICA ORGÂNICA

A maior parte das moléculas de frutose e glicose é encontrada na forma cíclica:



- **Dissacarídeos:** Por hidrólise, fornecem 2 moléculas de monossacarídeos. É o caso do açúcar comum, a sacarose ou açúcar da cana, que por hidrólise fornece glicose e frutose.



Outros dissacarídeos são conhecidos. Entre eles podemos citar a maltose — açúcar do malte — e a lactose — açúcar do leite.

- **Polissacarídeos:** Quando hidrolisados, formam várias moléculas de monossacarídeos. Dentre eles podemos citar o amido e a celulose.

Os amidos são polímeros formados por muitas unidades de glicose e constituem a reserva energética das plantas, que é armazenada, por exemplo, nas raízes e sementes.

A celulose é um polímero formado também por muitas unidades de glicose e sua função é fornecer a estrutura dos vegetais.

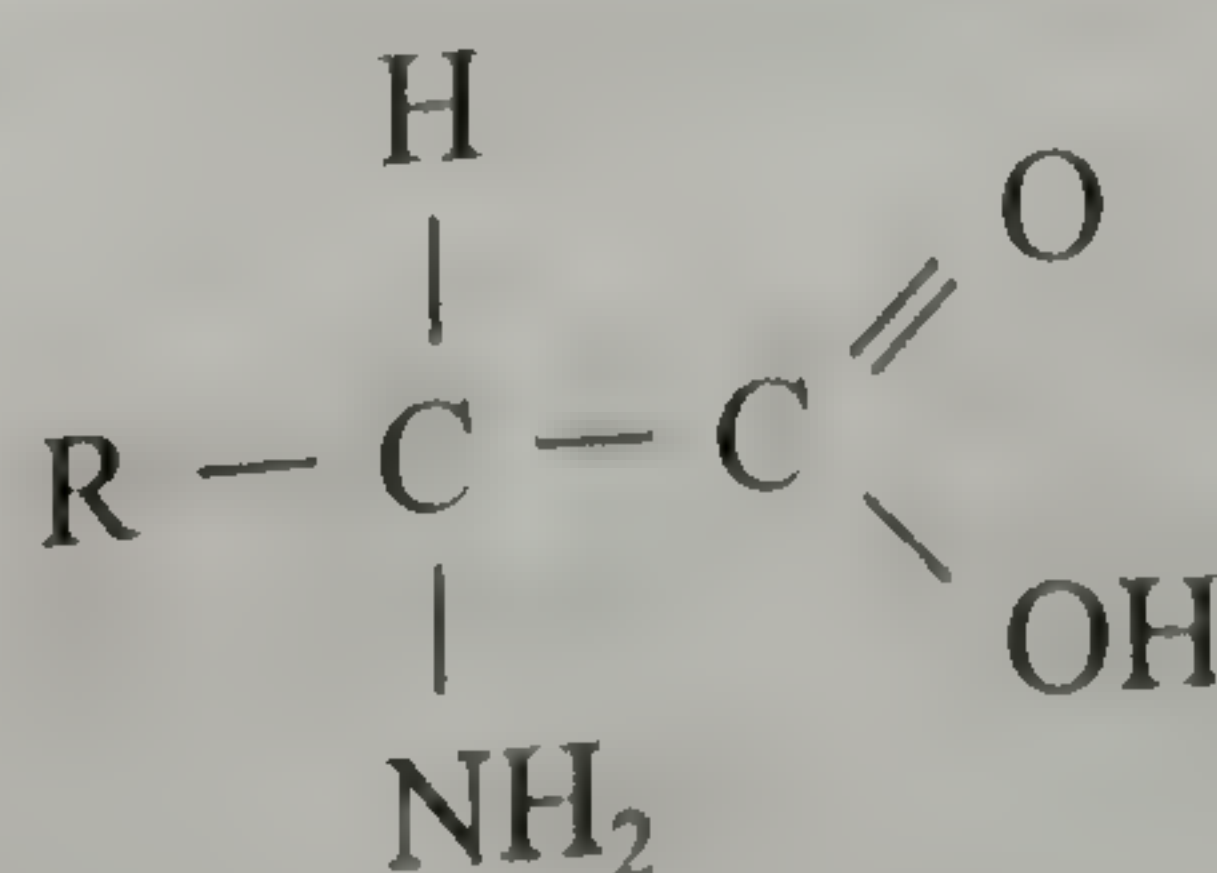
Derivados sintéticos da celulose dão origem a celulóides, rayon, viscose e celofanes (filme de viscose).

467

Aminoácidos

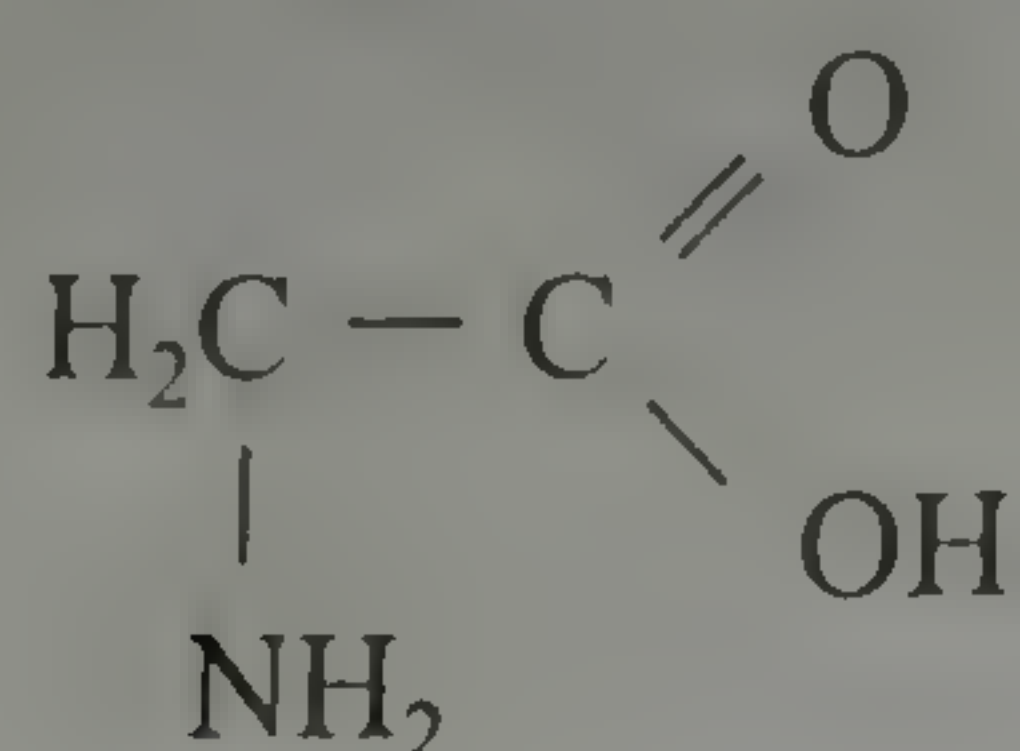
A alimentação do homem é composta, dentre outros nutrientes, de proteínas que contêm os aminoácidos necessários para a vida.

Os aminoácidos são compostos que apresentam o grupo funcional amino — NH_2 , ligado ao C_α de um ácido carboxílico. Podemos representá-los genericamente assim:



São sólidos de alto ponto de fusão, solúveis em água, insolúveis em solventes orgânicos.

A maioria dos aminoácidos é conhecida por meio de seus nomes bioquímicos; o mais simples é a glicina.

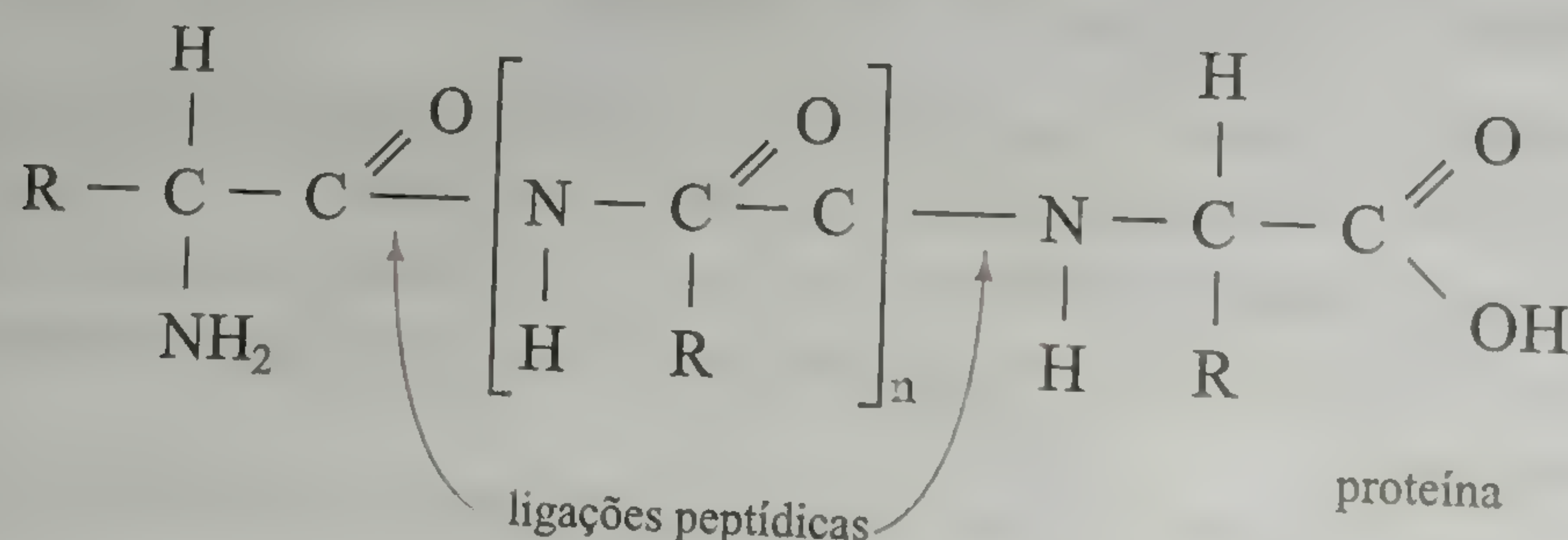


glicina ou ácido α -aminoetanóico

Alguns aminoácidos podem ser sintetizados pelo próprio organismo a partir dos elementos naturais C, N, H e O; outros só podem ser obtidos por meio da alimentação (carnes, ovos, peixes, grãos, legumes). Os oito aminoácidos essenciais são: valina, leucina, isoleucina, fenilalanina, metionina, treonina, lisina e triptofano.

Proteínas

As proteínas são polímeros de α -aminoácidos que estão ligados por meio de ligação peptídica. Podem ser representadas por:



No homem, supõe-se que existam perto de 5 milhões de proteínas tendo funções específicas: *estrutural*, presentes em músculos, fibras, cabelos e pêlos; *regulatória*, presentes nos hormônios; *catalíticas*, presentes nas enzimas; e de *defesa* do organismo, presentes nos anticorpos.

Podemos citar, como exemplo de proteína, a globina, que é a parte protéica da hemoglobina do sangue. É formada por 146 aminoácidos ordenados numa sequência, em que qualquer alteração na ordem provoca distúrbio.

A gamaglobulina é uma proteína cuja função é de proteger o sangue (anticorpo).

Enzimas são proteínas com estrutura complexa e têm a função de catalisar reações químicas específicas. Na saliva, temos a amilase salivar que catalisa a transformação do amido em açúcar; no estômago, a pepsina catalisa a transformação das proteínas em aminoácidos.

Entre os hormônios tem-se a insulina secretada pelo pâncreas e a tiroxina, pela tireóide.

Desnaturação de proteínas, sob ação de calor ou variação de pH, é a perda de suas propriedades biológicas que a proteína sofre, embora mantenha estrutura química semelhante à da proteína original.

QUÍMICA

EXERCÍCIOS

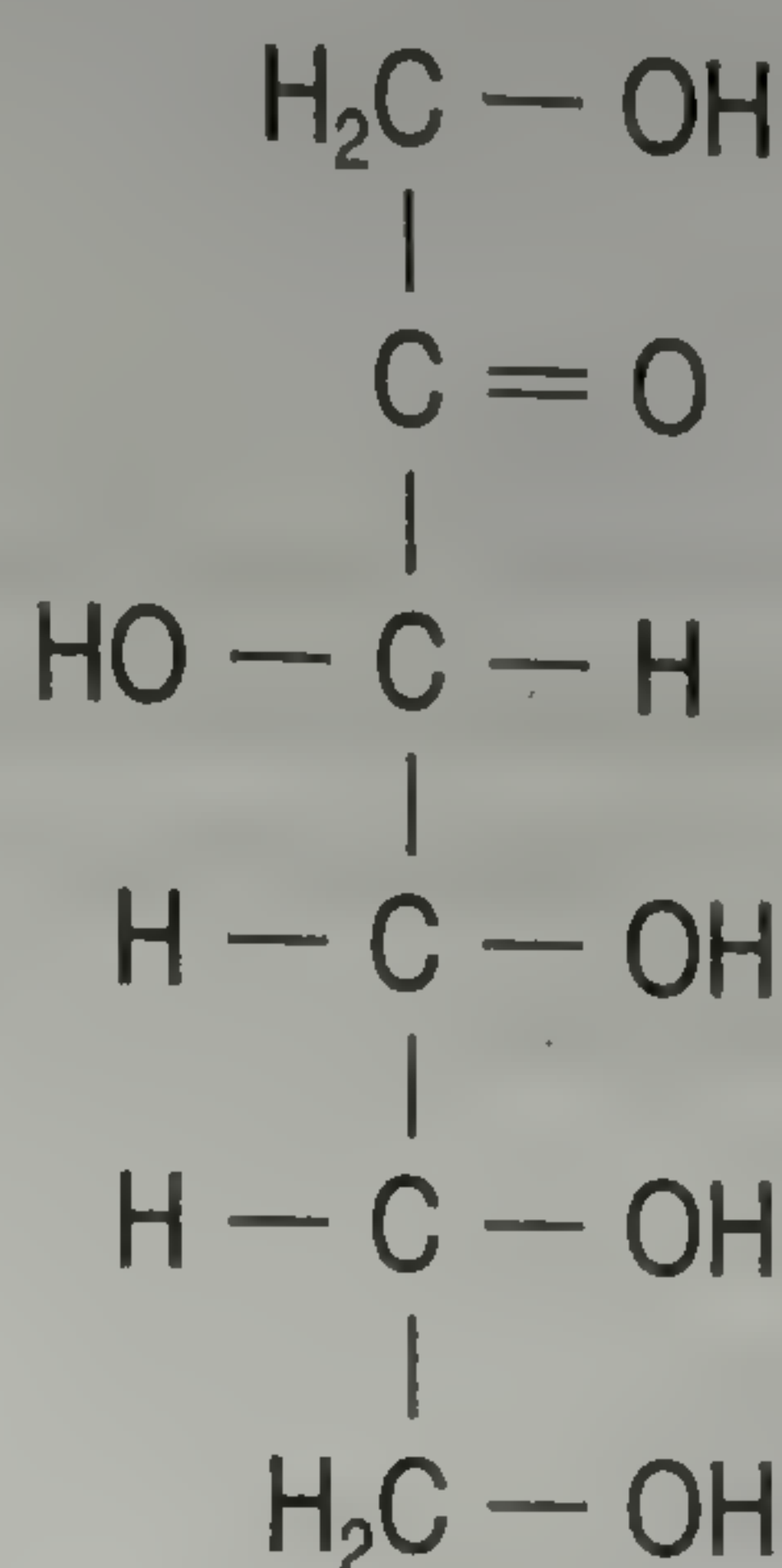
1. Considerando-se as fórmulas da glicose e da frutose, podemos destacar os seguintes grupos funcionais:

- a) aldeído, ácido carboxílico, álcool.
b) álcool, cetona, ácido carboxílico.
c) cetona, aldeído, álcool.
d) ácido carboxílico, éster, álcool.
e) éter, ácido carboxílico, cetona.

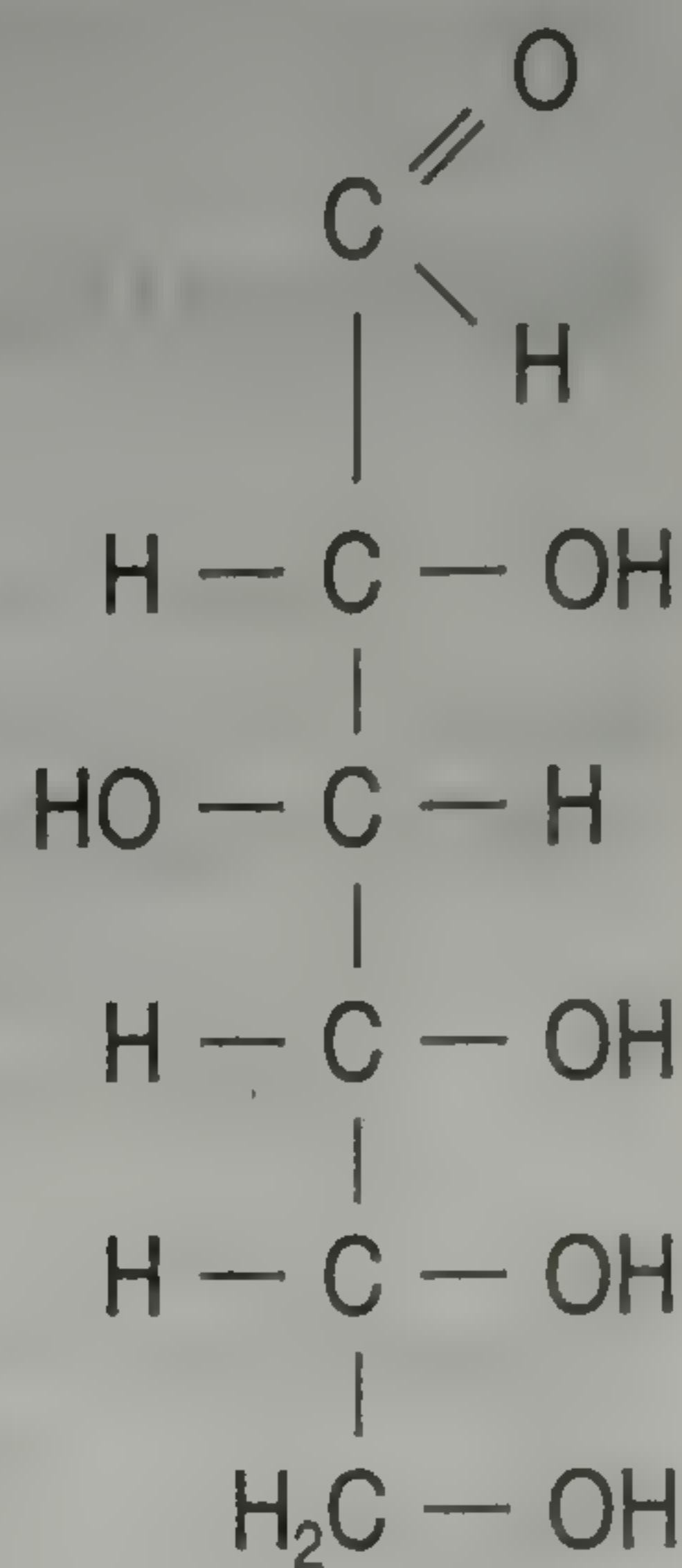
2. As fórmulas estruturais de ceto-hexose e aldo-hexose estão representadas ao lado:

Podemos afirmar que ambos:

- a) possuem fórmulas moleculares e estruturais iguais.
b) apresentam grupo carbonila em posição diferente.
c) são dissacarídeos.
d) são obtidos pela hidrólise de um monossacarídeo.
e) n.d.a.



ceto-hexose



aldo-hexose

3. Os alimentos como trigo, batata e feijão produzem carboidratos que podem ser obtidos a partir de:

- a) glicose, gás carbônico e água.
b) luz e clorofila.
c) água, luz e clorofila.
d) gás carbônico, água, luz e clorofila.
e) gás carbônico, luz e frutose.

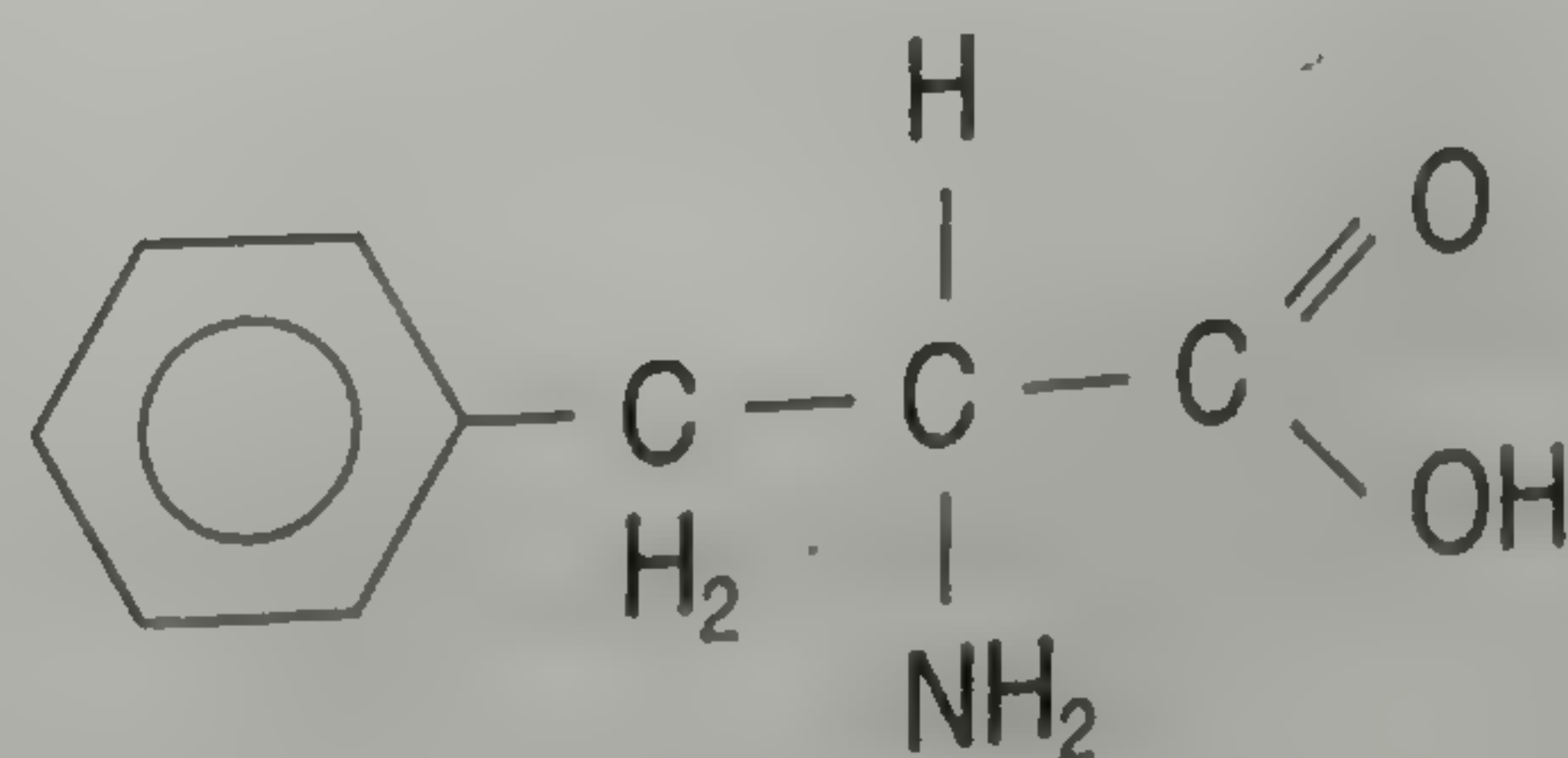
4. Em relação aos aminoácidos essenciais pode-se afirmar:

- I – São em número de oito e fazem parte da estrutura das proteínas.
II – São obtidos pela alimentação, pois o homem não consegue sintetizá-los.
III – Valina, leucina e triptofano são aminoácidos essenciais.

São corretas as afirmações:

- a) apenas I.
b) apenas II.
c) apenas III.
d) apenas I e III.
e) Todas são corretas.

5. Considerando-se a fórmula estrutural da fenilalanina, podemos afirmar que pertence à classe de:



- a) hidrocarbonetos aromáticos.
- b) polissacarídeos.
- c) proteínas.
- d) açúcares.
- e) aminoácidos.

6. A ligação peptídica está presente nos compostos do tipo:

- a) poliólcoois.
- b) aminoácidos essenciais.
- c) polissacarídeos.
- d) amido.
- e) proteínas.

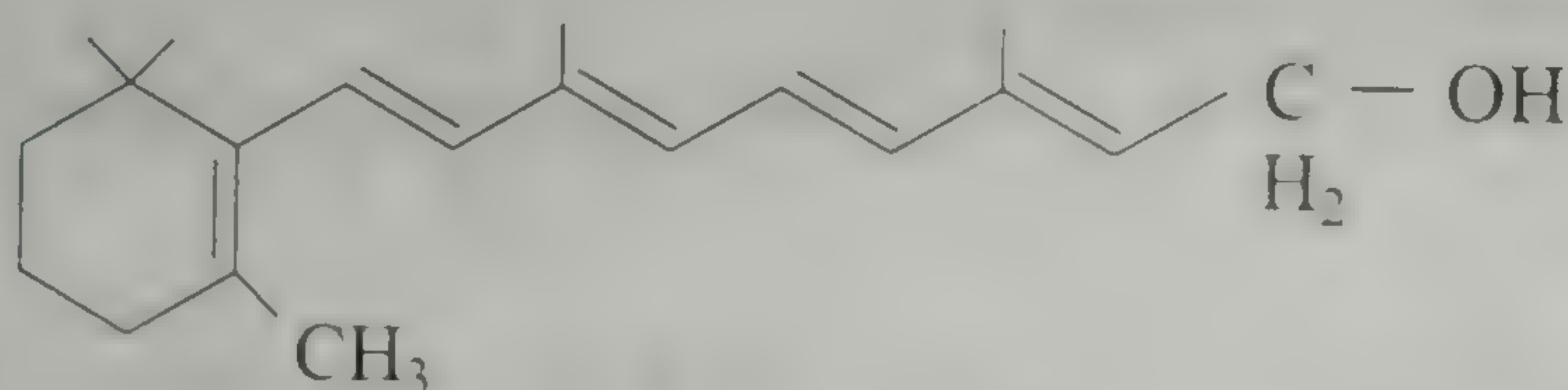
Vitaminas

Para o seu desenvolvimento, o organismo necessita de pequenas quantidades diárias de vitaminas. As vitaminas são designadas por meio das letras A, B, C... e podem ser classificadas de acordo com sua solubilidade.

Solúveis em óleos e gorduras: A, D, E, K

Solúveis em água: B, C

Vitamina A



A vitamina A (resorcinol) é importante para o crescimento, para a pele, para a mucosa e para a visão. Está presente em manteigas e em óleos de peixes. Vegetais como tomate, pimentão e cenoura, que são ricos em pigmentos vermelhos, amarelos e laranjas — carotenóides —, são fontes importantes dessa vitamina, pois esses pigmentos podem ser transformados em vitamina A.

No organismo, ocorre a oxidação dos carotenóides com quebra da cadeia carbônica, formando retinal, importante não só para obtenção de vitamina A (a redução do retinal, que ocorre no grupo carbonila da forma aldeídica, produz a vitamina A), como também para a visão.



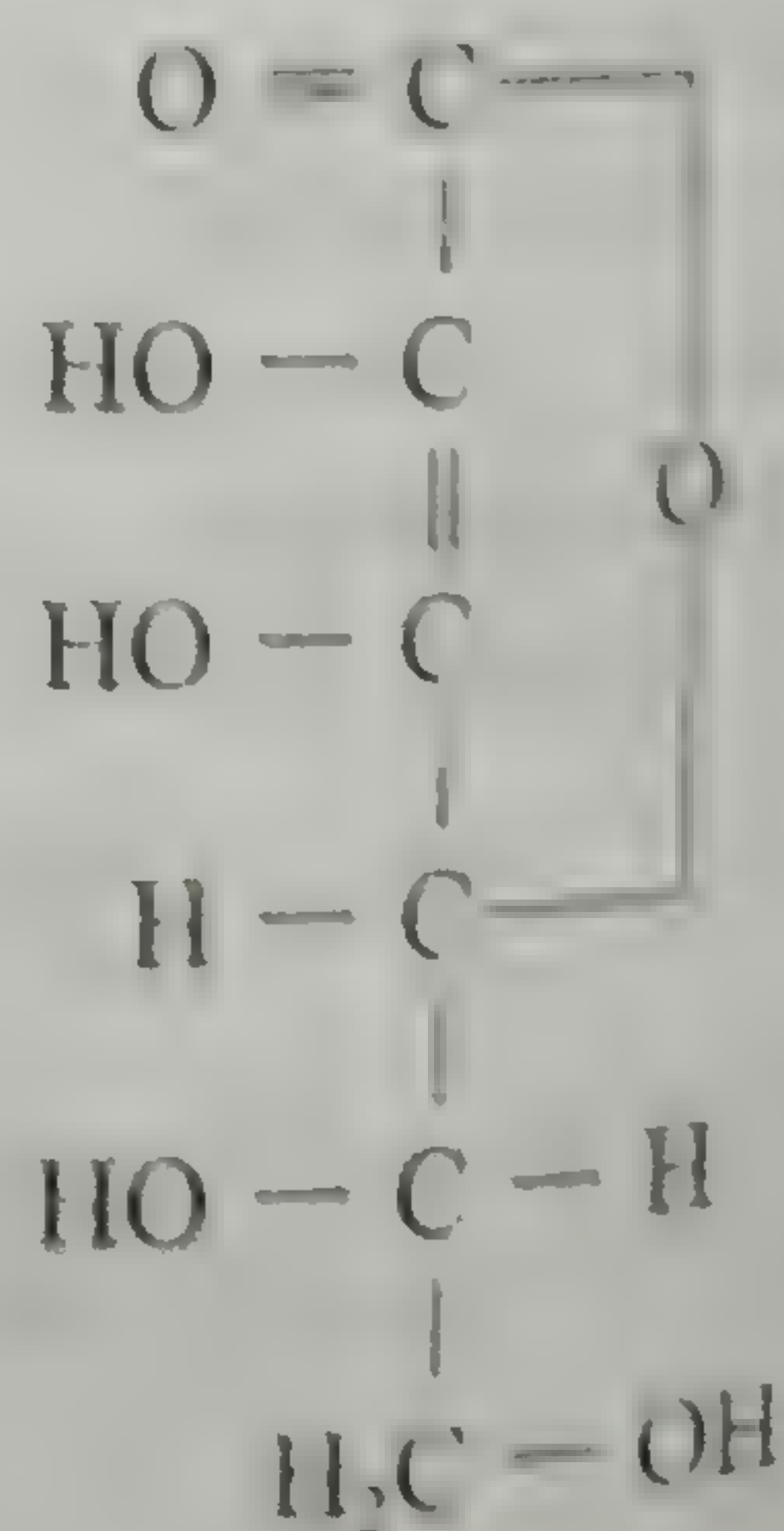
Vitamina C

É conhecida também como ácido ascórbico.

Aumenta a resistência orgânica, fortalece os vasos sanguíneos e a gengiva.

É um transportador de H, sendo assim reagente de oxidorredução.

A vitamina C é encontrada em vegetais de folhas verdes, na laranja, no tomate e nas raízes. Ela é produto da oxidação de monossacarídeos.



...os animais, esta...
...hemorragia...
...vitamina ma...
...Ag: a sua esta...
Complexo B
...complexo vit...
...vitamina (B₂)...
...fontes dessa...
...Entre as suas fu...
...ção de glóbulo...
Como as vitamin...
As vitaminas at...

...ema...
...preque...
...uso para...
...maseu...
...tadano...



...em que ver transform...
...forma de energia fixa...



QUÍMICA ORGÂNICA

Nos animais, está presente nos tecidos e sua função é combater a fadiga, o escorbuto e a hemorragia.

É a vitamina mais instável, não resistindo ao calor, à luz e à presença de íons de Fe, Cu e Ag; a sua estabilidade é maior em pH ácido protegido do ar.

Complexo B

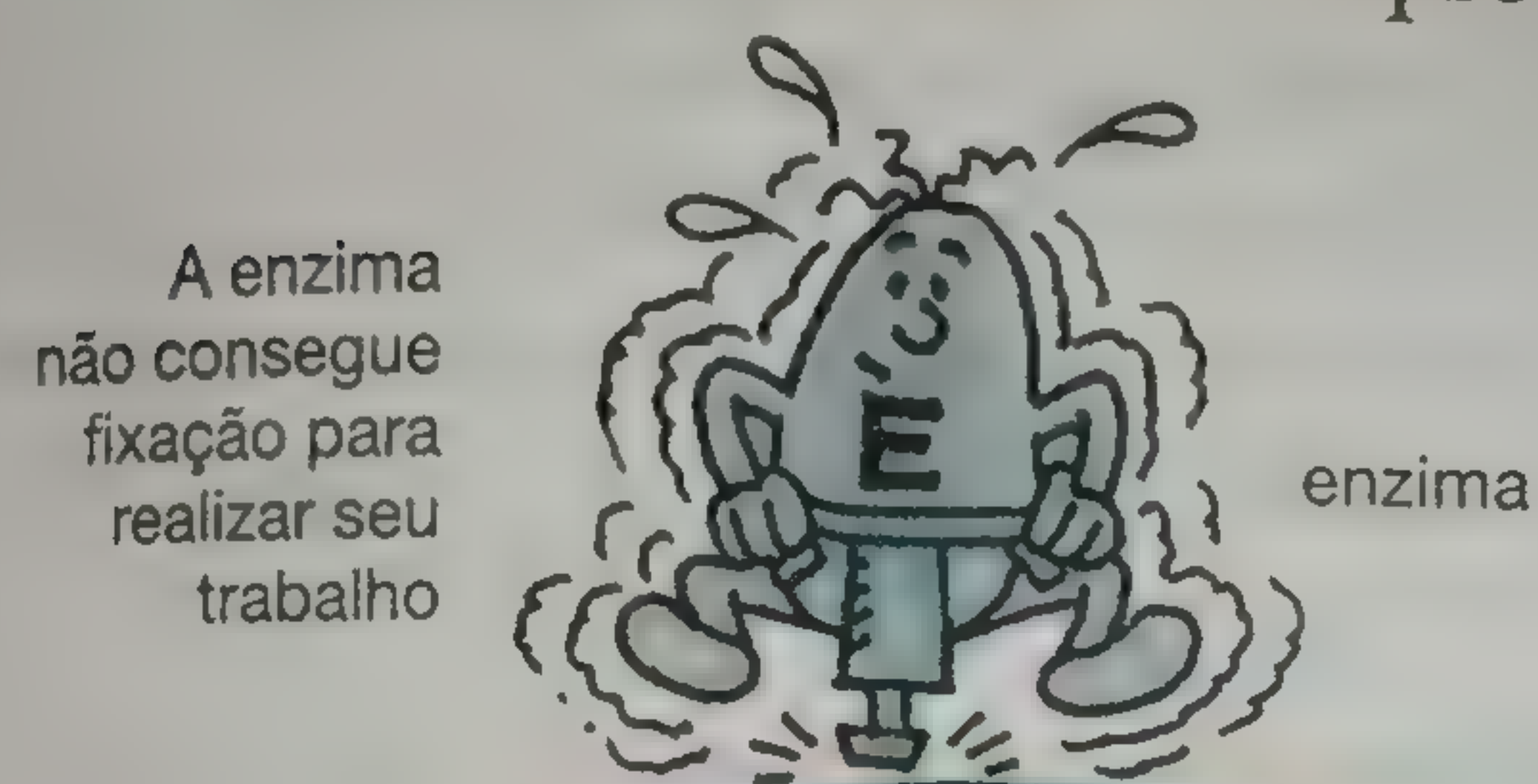
O complexo vitamínico B é constituído de várias vitaminas tais como tiamina (B_1), riboflavina (B_2), piridoxina (B_6) e outros.

As fontes dessa vitamina são levedura, fígado, cereais, leite, casca de arroz.

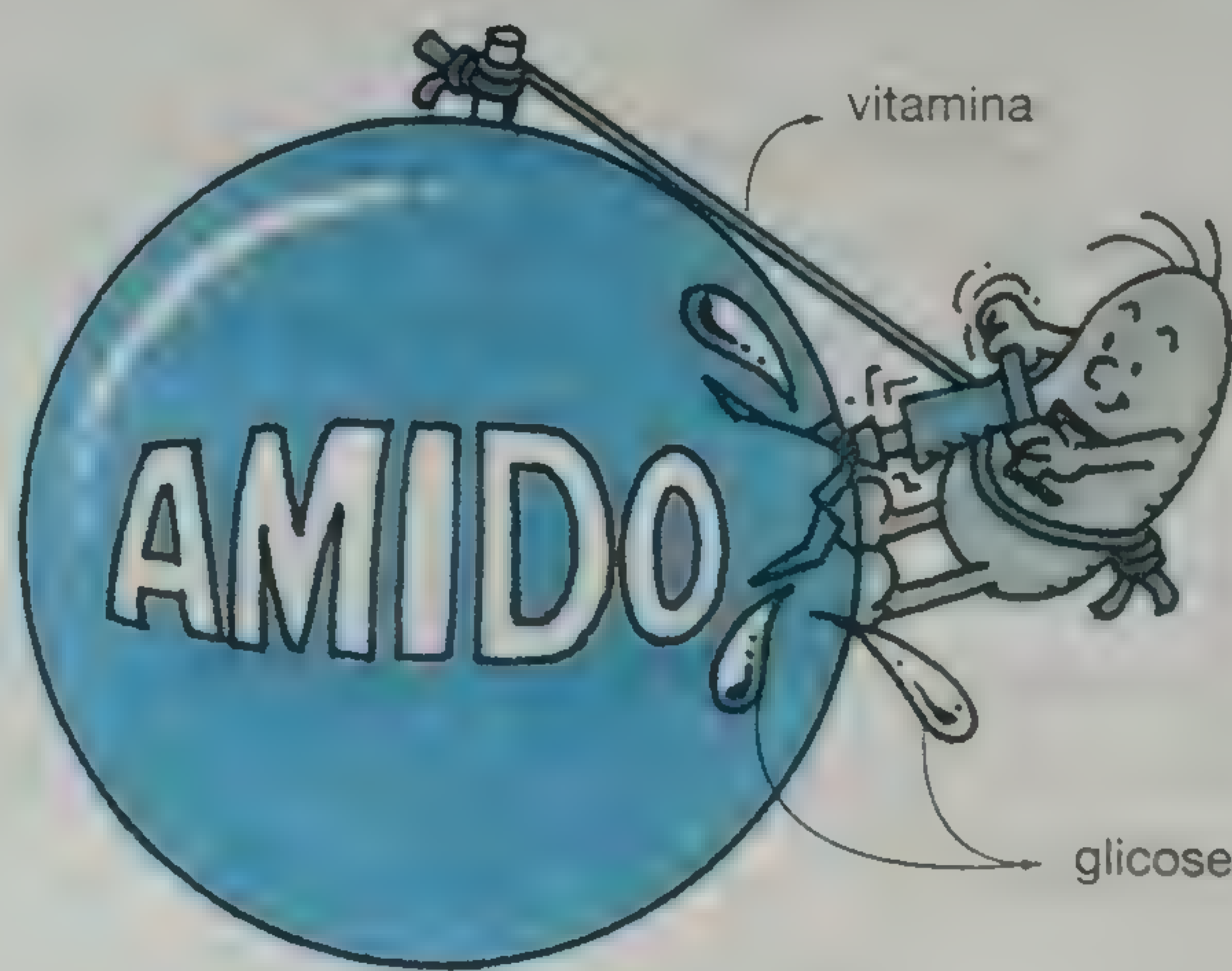
Entre as suas funções pode-se destacar o desenvolvimento do sistema nervoso e a formação de glóbulos vermelhos.

Como as vitaminas atuam

As vitaminas atuam no aproveitamento dos alimentos.



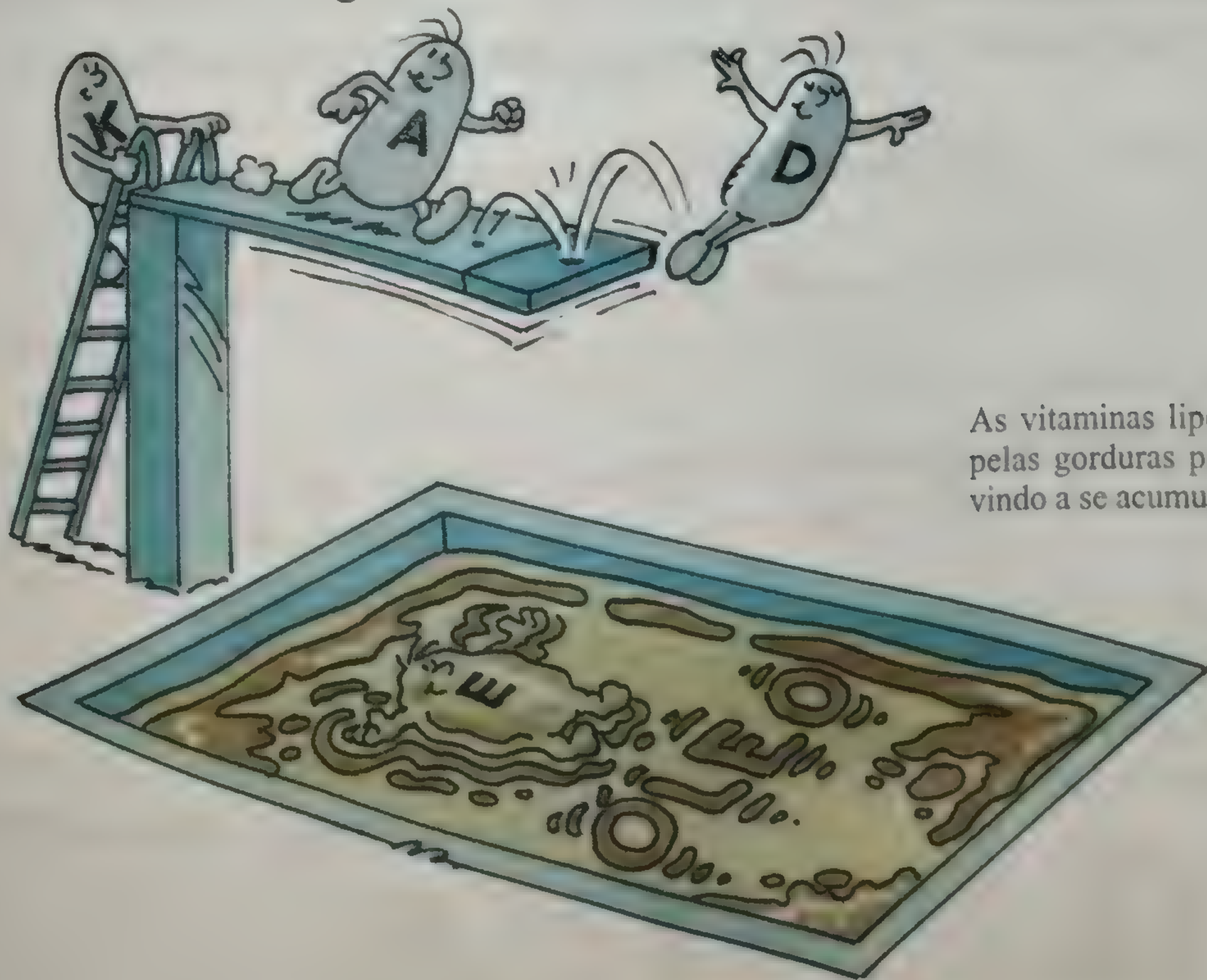
Fixa, pela vitamina, a enzima consegue quebrar o amido.



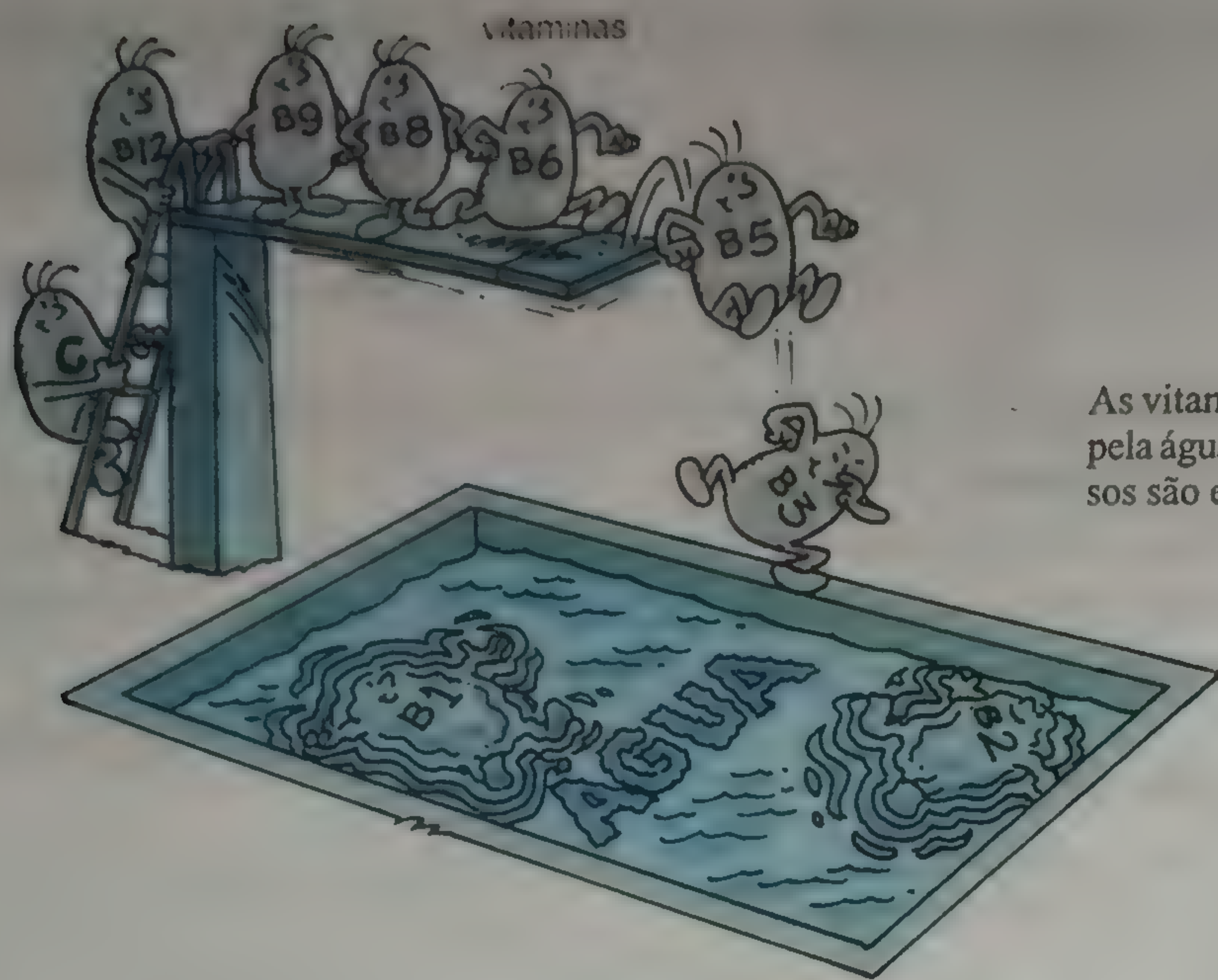
O amido tem que ser transformado em glicose; para isso, a enzima deverá ser fixada.

A vitamina fixa a enzima, permitindo que o amido seja reduzido a porções menores, a glicose. Ao término do trabalho, a enzima será reaproveitada.

As vitaminas dividem-se em dois grupos, as que se dissolvem em gorduras e as que se dissolvem em água.



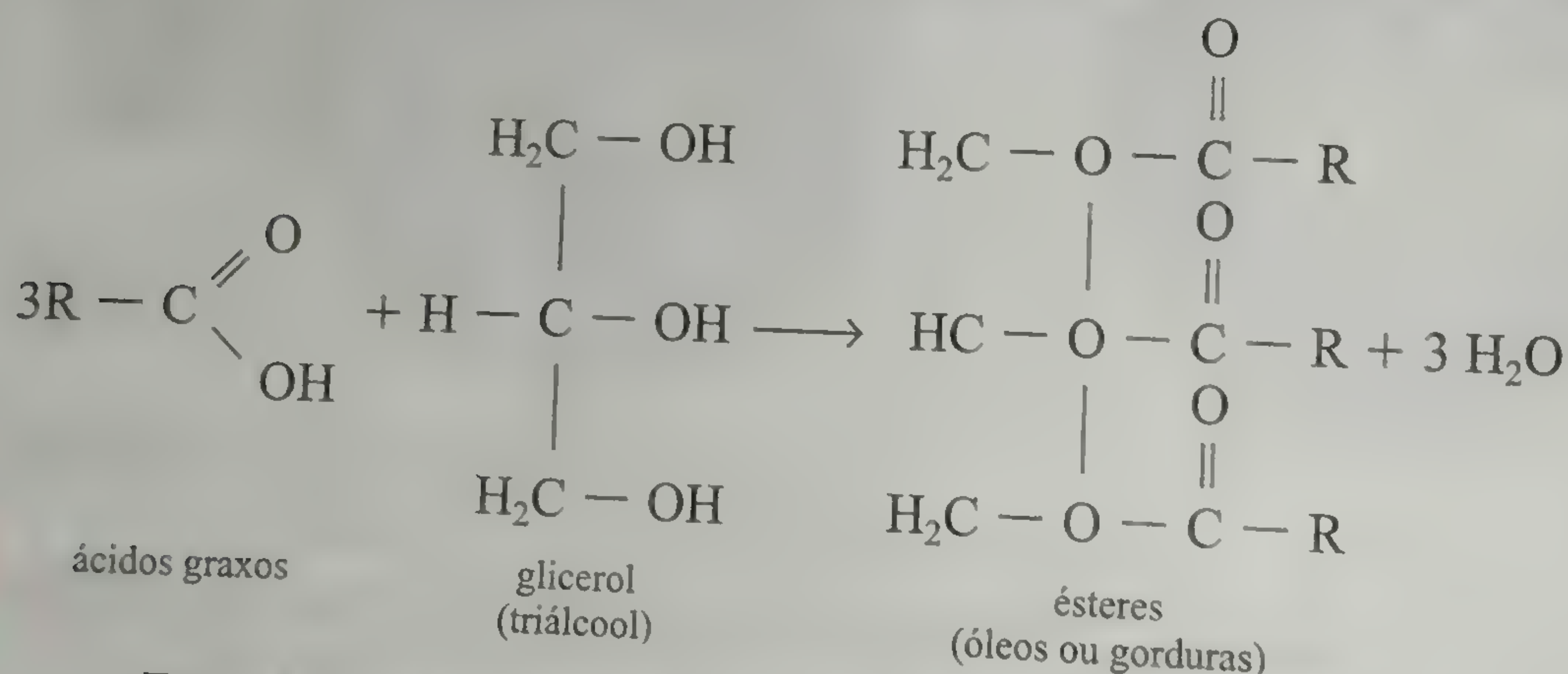
As vitaminas lipossolúveis se espalham pelas gorduras presentes no organismo, vindo a se acumular nas células.



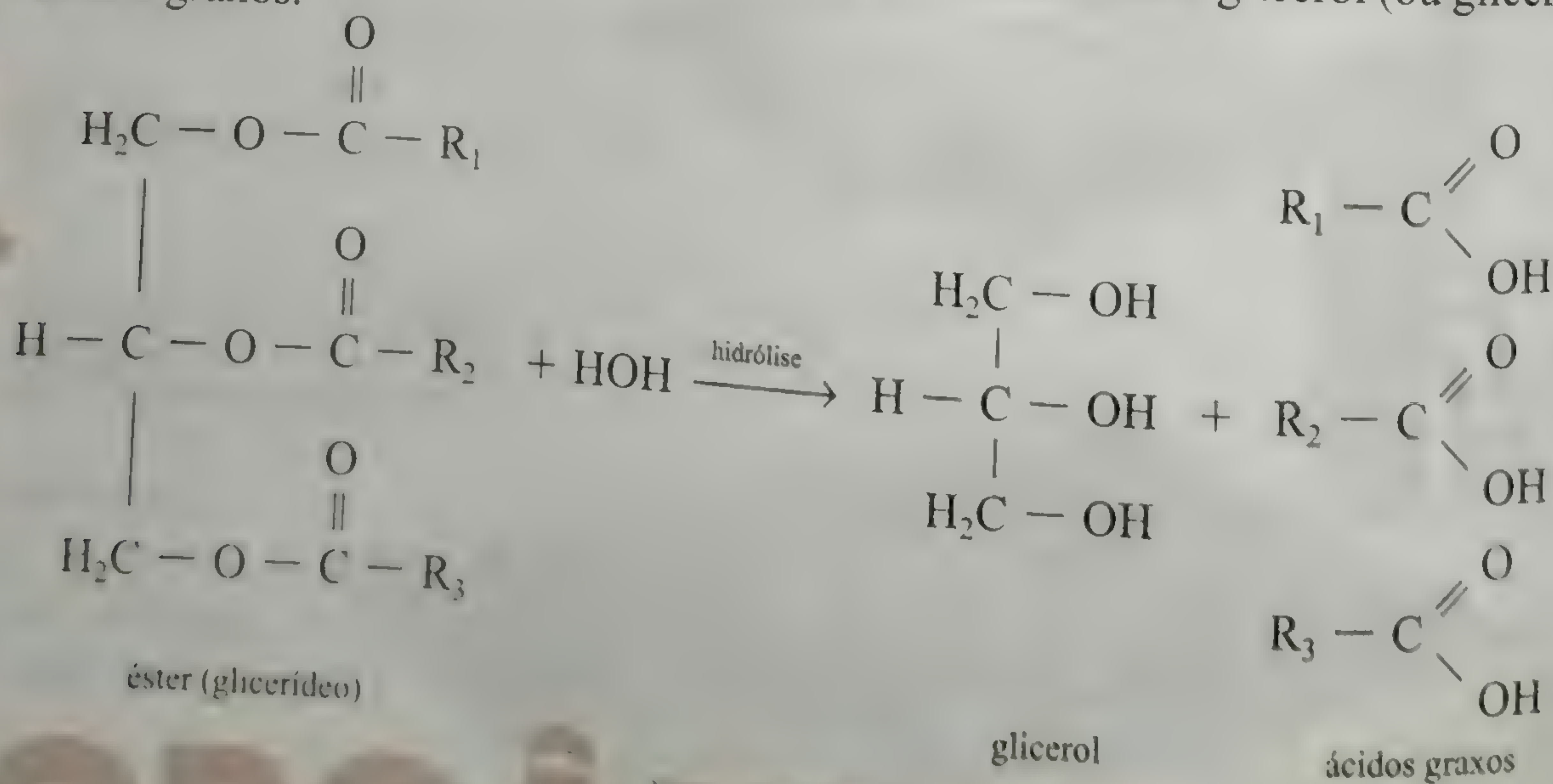
As vitaminas hidrossolúveis se espalham pela água contida no organismo. Os excessos são excretados pela urina.

Óleos e gorduras

Óleos e gorduras podem ser denominados genericamente de lipídios. São produtos naturais de origem animal ou vegetal. São ésteres formados a partir de ácidos graxos superiores, isto é, ácidos carboxílicos que têm de 12 a 22 átomos de C e glicerol.



Esses ésteres podem ser chamados de glicerídeos e podem apresentar, na estrutura, ácidos graxos diferentes. A hidrólise desses ésteres libera glicerol (ou glicerina) e ácidos graxos.



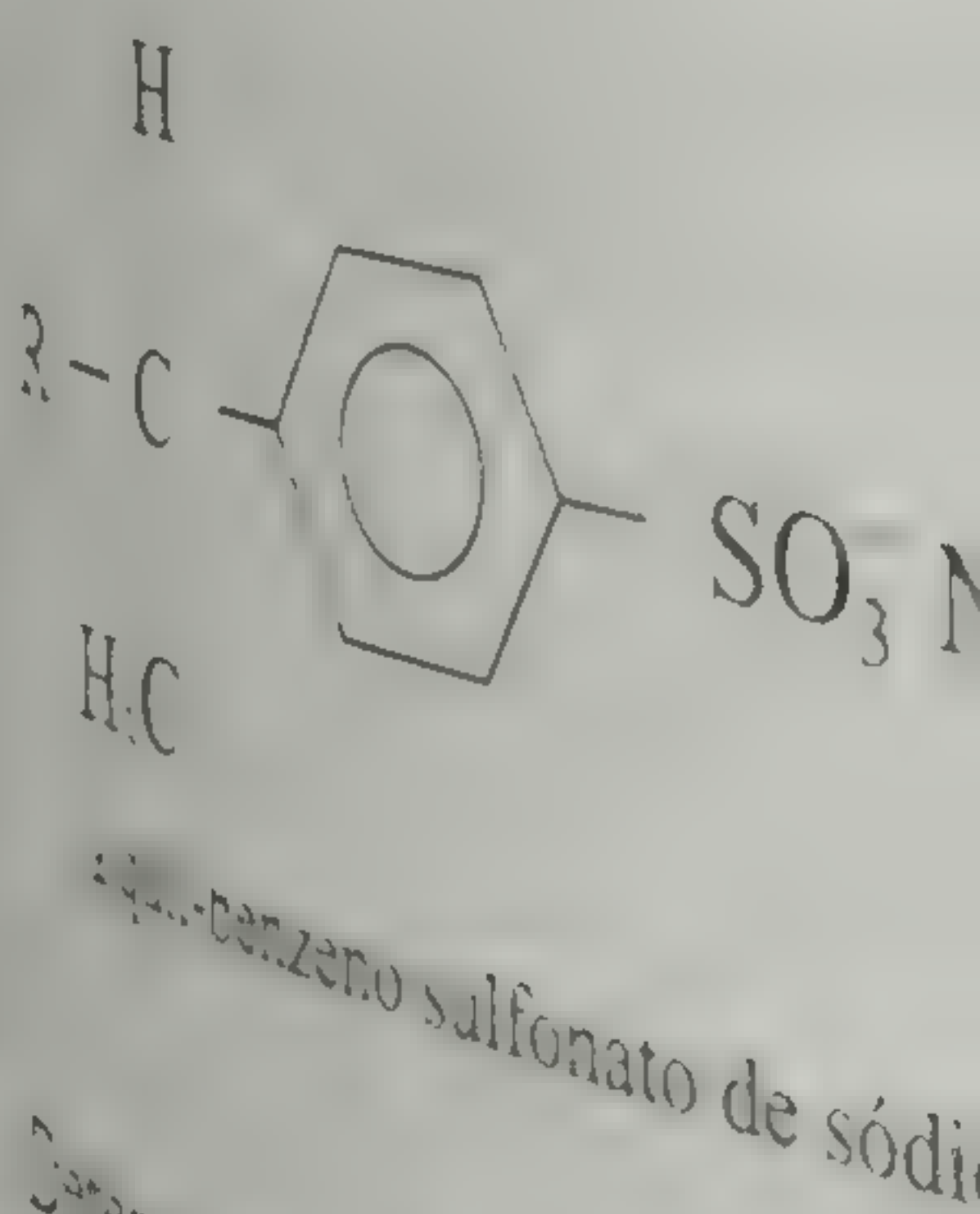
ácidos graxos mais importantes
ácidos saturados

ácidos insaturados com 18
ácidos são líquidos forma
Por exemplo, o óleo de
por isso recomendado
gorduras saturadas são sólidas
gorduras vegetais saturadas
catálise que ocorre na
ser substituído pelo uso de

Detergentes e sabões

Detergentes

Os detergentes são em geral
depósitos, pois os sais de Ca e
sejam usados mesmo em água
em relação aos sabões.



Detergentes brandos apresen
evitando a formação de es
Detergentes duros apresen
isto é, não são degra
Para aumentar o poder de l
sulfato. Isso faz com que
nos rios onde se despeja e
Atualmente, é desafio para
detergentes. Vários de
na limpeza, mas a do
com poder de li

Os ácidos graxos mais importantes obtidos nessa hidrólise são:

- ácidos saturados
 - laurico (com 12 C), palmítico (com 16 C), esteárico (com 18 C)
- ácidos insaturados com 18 C
 - oléico (1 dupla), linoléico (2 duplas) e linolênico (3 duplas)

Os óleos são líquidos formados por uma porcentagem maior de ácidos graxos insaturados. Por exemplo, o óleo de milho apresenta grande porcentagem de ácido linoléico, sendo por isso recomendado para culinária.

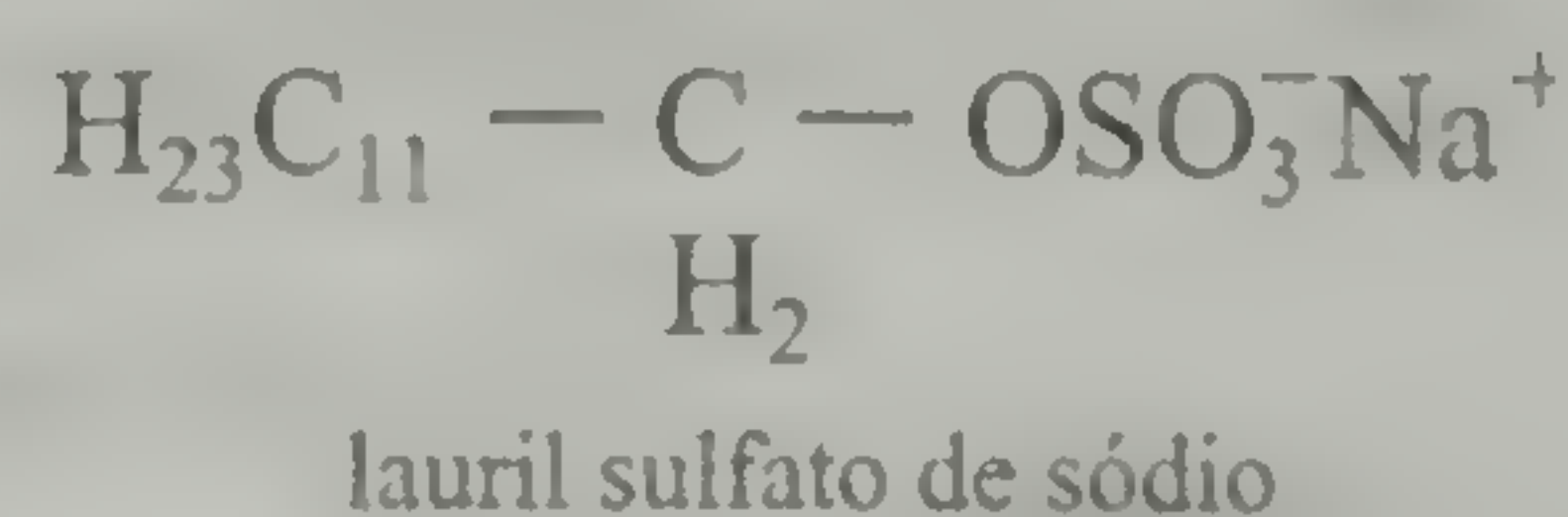
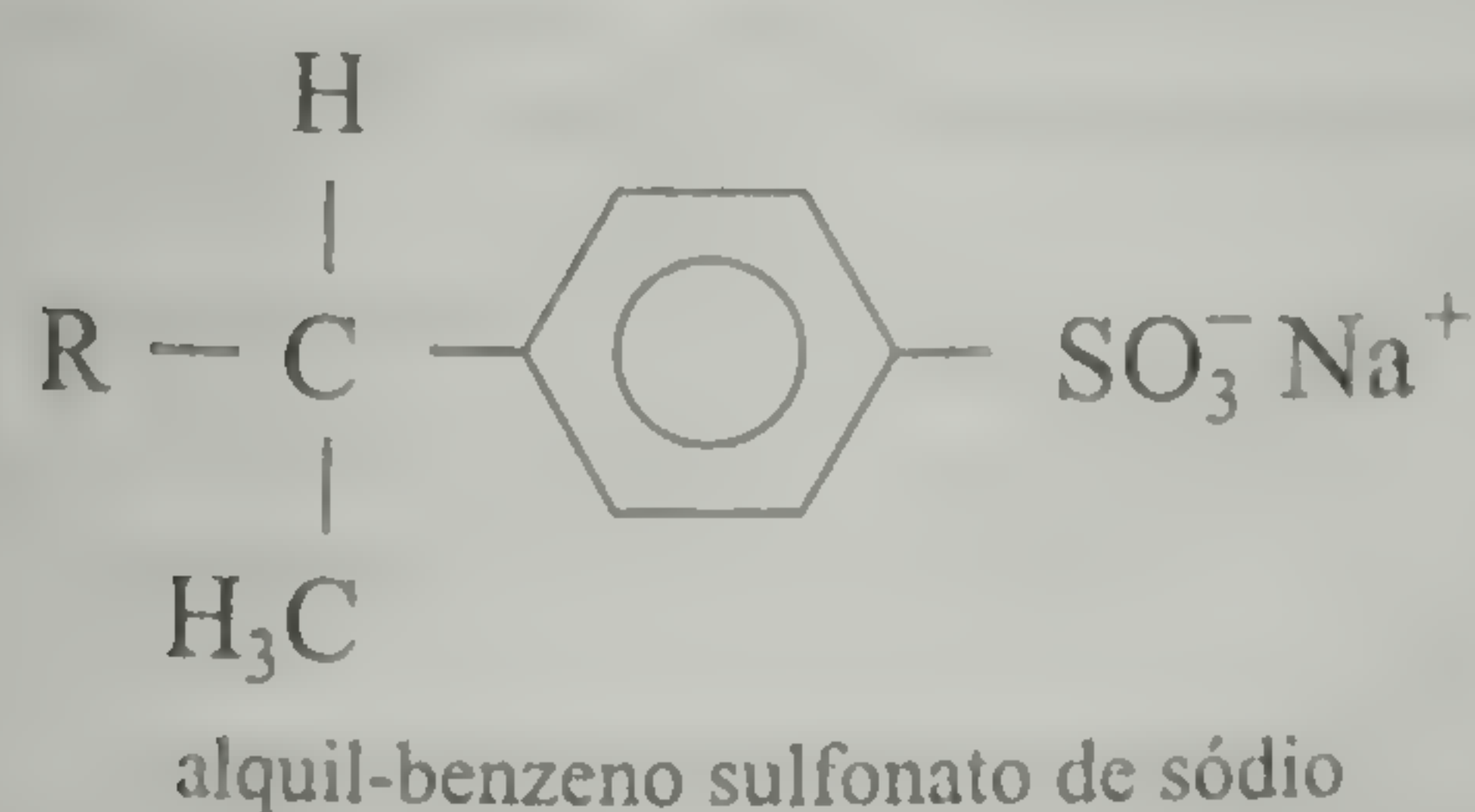
Gorduras saturadas são sólidos presentes nas gorduras animais como, por exemplo, o toucinho.

Gorduras vegetais saturadas podem ser obtidas industrialmente por meio da hidrogenação catalítica que ocorre nas duplas ligações de óleos. Atualmente, esse processo pode ser substituído pelo uso de agentes emulsificantes adicionados aos óleos insaturados.

Detergentes e sabões

Detergentes

Os detergentes são em geral sais de sódio de ácidos sulfônicos. Eles não produzem depósitos, pois os sais de Ca e Mg dos ácidos sulfônicos são solúveis. Isso permite que sejam usados mesmo em água sem tratamento; essa característica constitui uma vantagem em relação aos sabões.



473

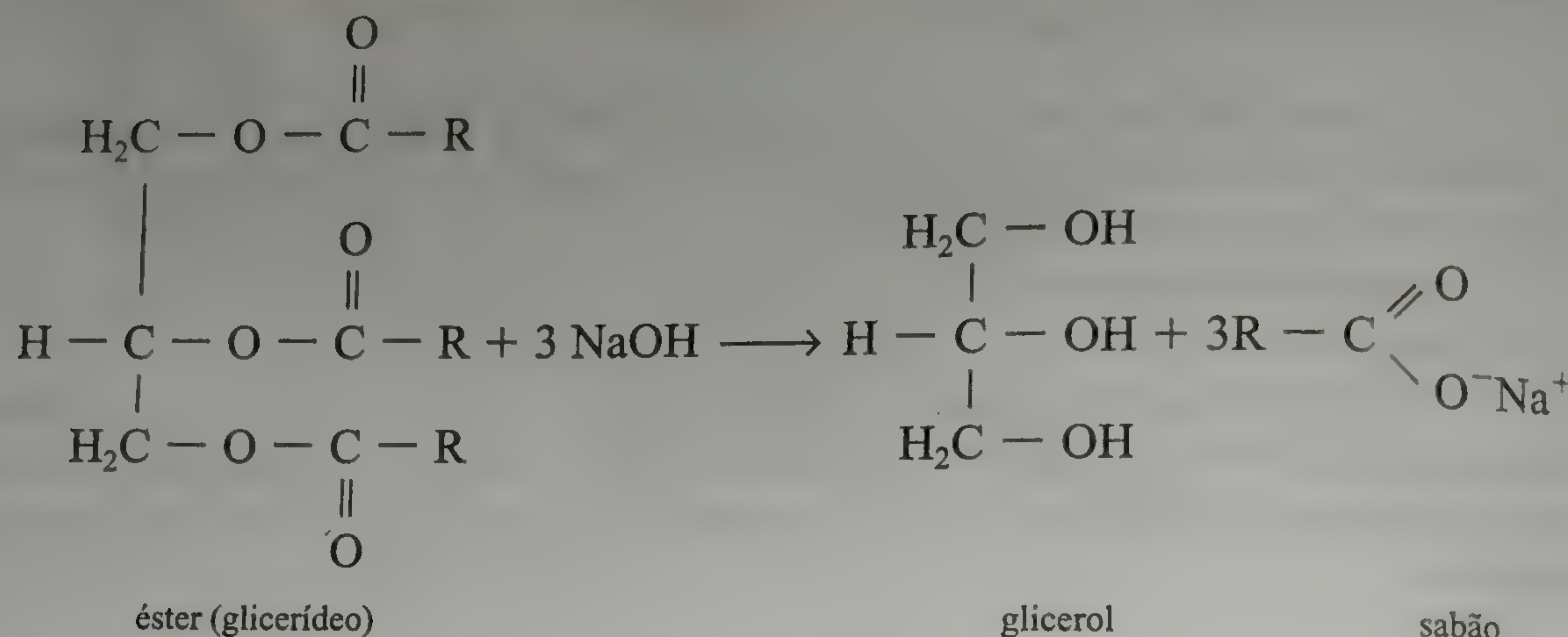
Detergentes brandos apresentam cadeia lateral normal, alifática e são biodegradáveis, evitando a formação de espumas.

Detergentes duros apresentam cadeia lateral ramificada e são resistentes à biodegradação, isto é, não são degradados por bactérias.

Para aumentar o poder de limpeza, os detergentes apresentam elevada porcentagem de fosfato. Isso faz com que haja aumento de população de algas e crescimento de ervas nos rios onde se despeja esgoto. Esse processo diminui a quantidade de O_2 na água afetando a vida animal.

Atualmente, é desafio para a indústria substituir o fosfato e certos aditivos colocados nos detergentes. Vários detergentes que não espumam em água têm grande eficiência na limpeza, mas a dona de casa, em geral, sem acesso a informações, associa espuma com poder de limpeza.

O processo de fabricação de sabões usa como matéria-prima óleos ou gorduras e é baseado na reação de saponificação:

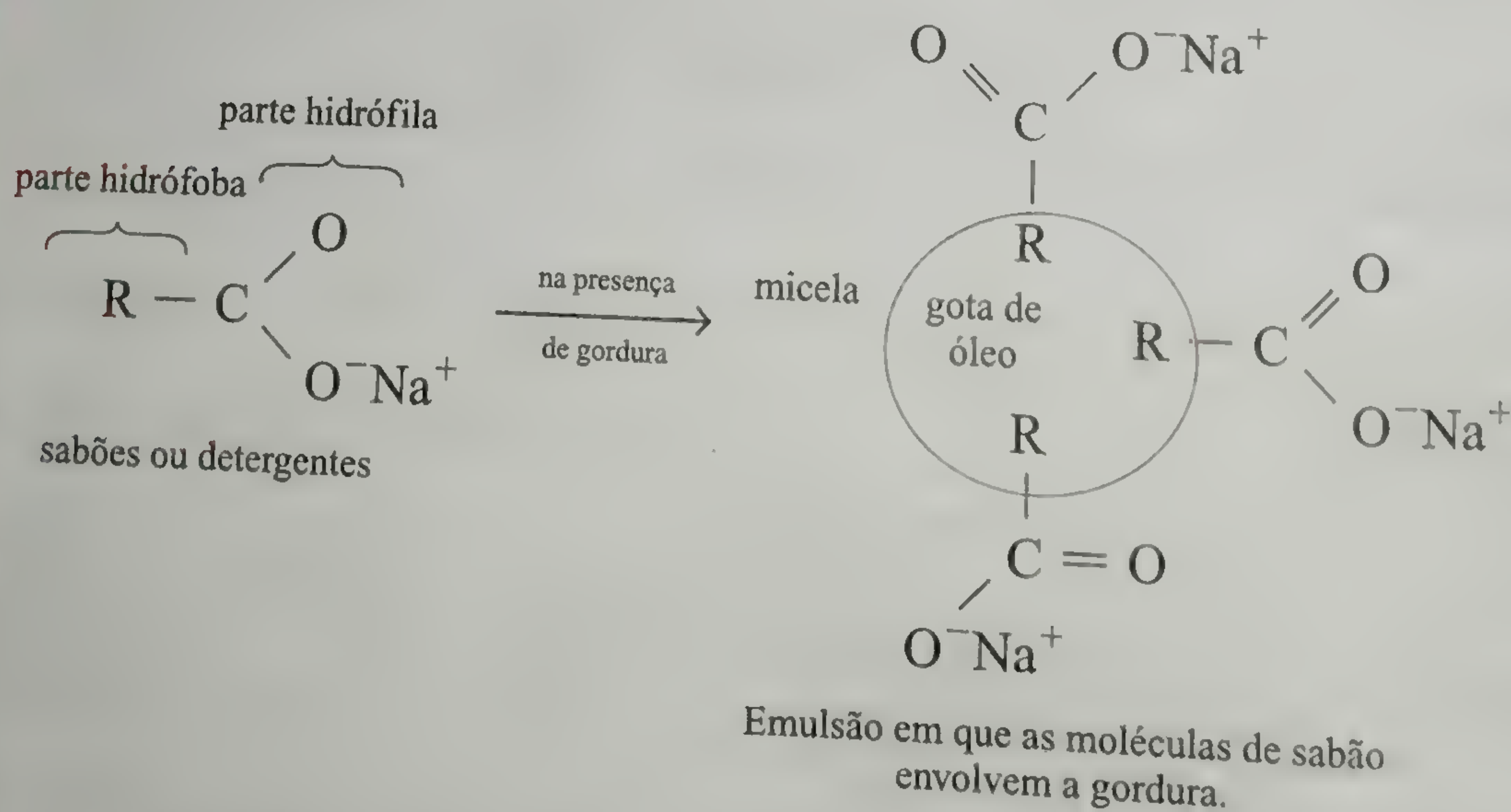


Os sabões apresentam *cadeia normal* e por isso são biodegradáveis. Os sabões formam resíduo quando em contato com água que contém Ca^{2+} ou Fe^{3+} .

A ação dos sabões e detergentes está relacionada à formação de emulsão devido à capacidade que têm de diminuir a tensão superficial da água.

As moléculas de sabões e detergentes contêm uma parte hidrófila (tem afinidade com a água), polar, e outra parte que é hidrófoba (não tem afinidade com a água), apolar, insolúvel em água, mas solúvel em óleos e gorduras.

A emulsão é formada com óleos ou gorduras solubilizadas pelos sabões ou detergentes e a água. Veja o esquema:



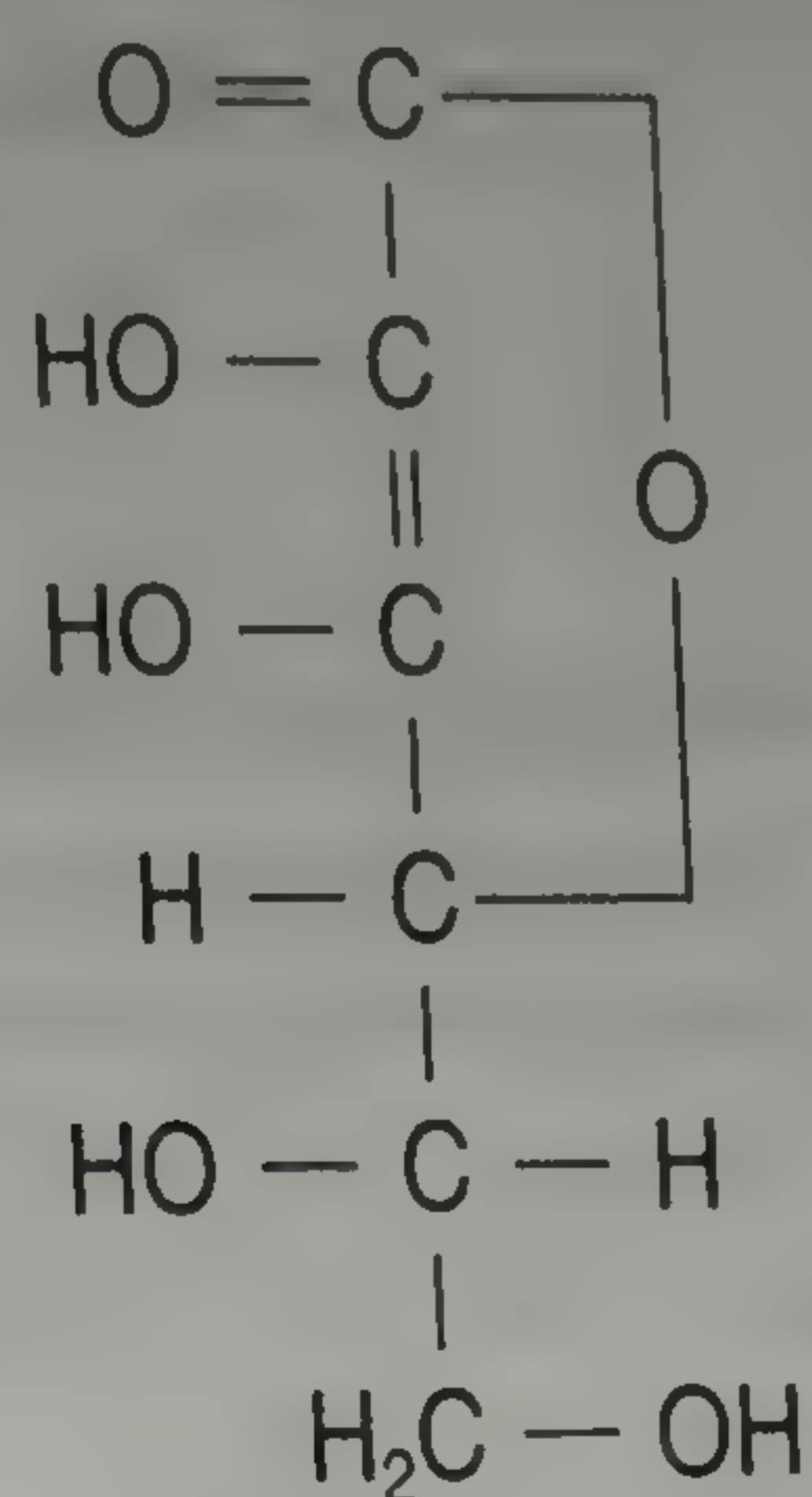
Na emulsão, a parte não-polar (radical orgânico) fica dissolvida no óleo, e a parte iônica fica dissolvida na água.

As partículas sólidas de sujeira ficam dispersas na emulsão.

QUÍMICA ORGÂNICA

EXERCÍCIOS

7. O ácido ascórbico, conhecido também como vitamina C, combate o escorbuto. A sua fórmula estrutural é representada por:



Podemos afirmar que apresenta cadeia carbônica:

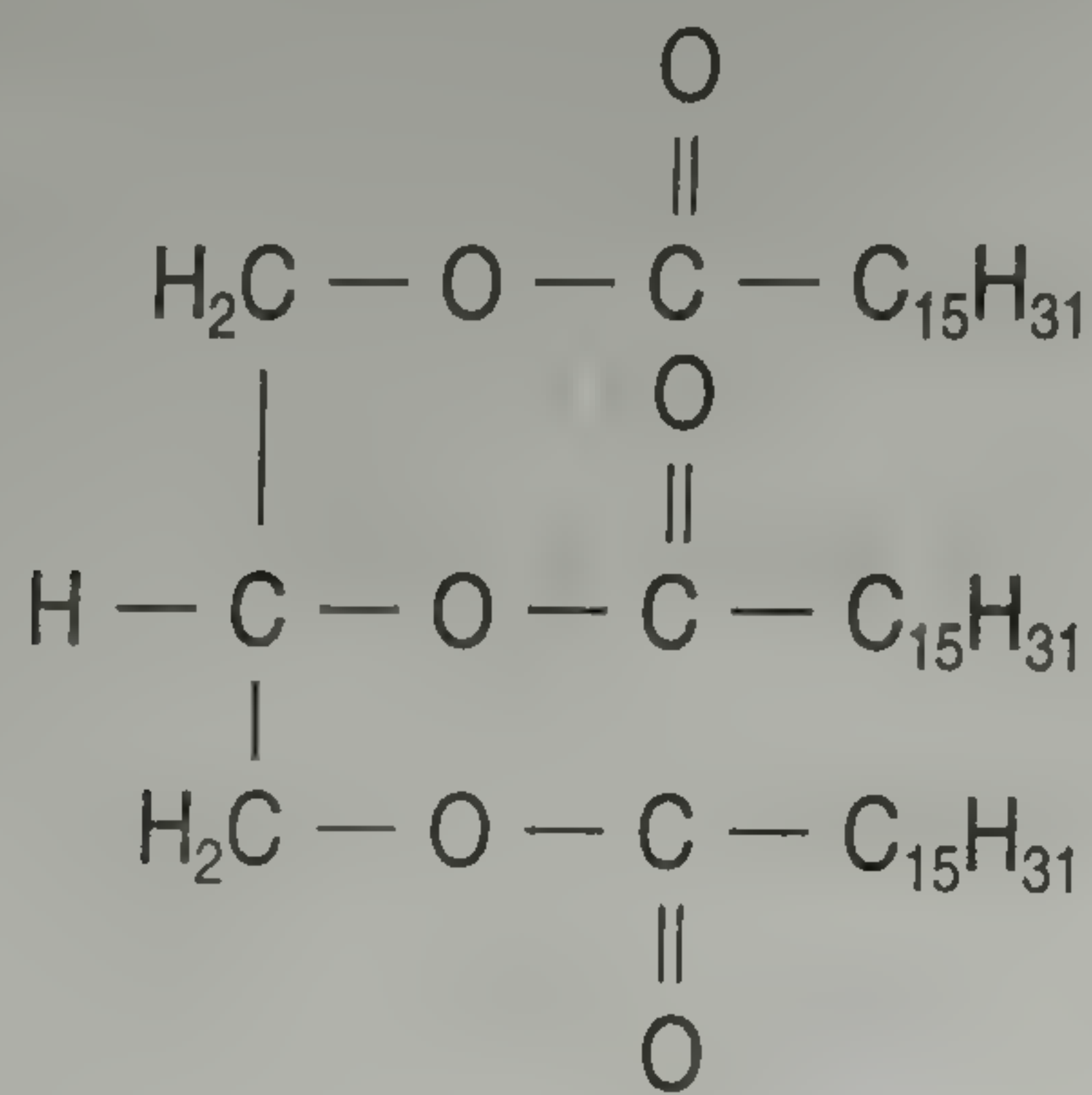
- a) heterogênea e saturada.
 - b) insaturada com uma dupla ligação.
 - c) cíclica e aromática.
 - d) homogênea e insaturada com duas duplas ligações.
 - e) cíclica e saturada.
8. As vitaminas lipossolúveis dissolvem-se em:
- a) óleos e água.
 - b) gorduras e água.
 - c) óleos e gorduras.
 - d) apenas água.
 - e) apenas álcool.
9. Associe corretamente:
- | | |
|----------------|------------------------------------|
| 1 – sabão | A) dodecilbenzeno sulfato de sódio |
| 2 – detergente | B) tripalmitato de glicerila |
| 3 – aminoácido | C) leucina |
| 4 – gordura | D) palmitato de sódio |
10. Os ácidos graxos superiores presentes nos vegetais apresentam elevada viscosidade com cadeia carbônica:
- a) saturada, com menos de 12 átomos de C, que contém grupo funcional carboxila.
 - b) insaturada, com menos de 12 átomos de C, que contém o grupo funcional carbonila.
 - c) saturada ou insaturada, com 22 átomos de C, que contém o grupo funcional benzoíla.
 - d) saturada ou insaturada, que tem de 12 a 22 átomos de C e contém o grupo funcional carbonila.
 - e) saturada ou insaturada, que tem de 12 a 22 átomos de C e contém grupo funcional carboxila.
11. As moléculas de sabões e detergentes são constituídas por uma parte orgânica e uma parte inorgânica. Na limpeza de gorduras, a ação dos sabões e detergentes envolve:
- a) apenas a solubilidade da parte orgânica na água e na gordura.
 - b) a solubilidade das partes orgânica e inorgânica na água.

- c) a solubilidade das partes orgânica e inorgânica na gordura.
- d) a solubilidade da parte orgânica na gordura e da parte inorgânica na água.
- e) a solubilidade da parte orgânica na água e da parte inorgânica na gordura.

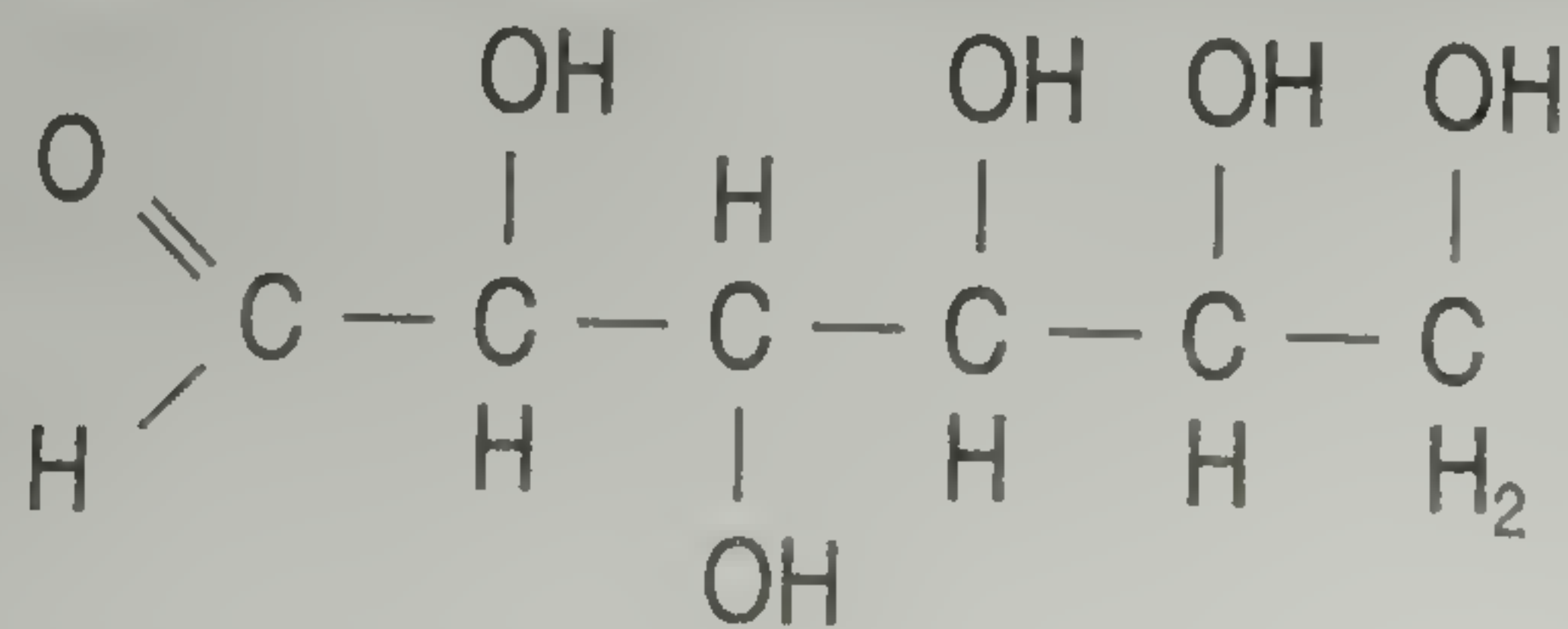
12. Os sabões são obtidos a partir da reação de saponificação entre um éster e uma base. Os produtos obtidos nessa reação são:

- a) sabão e álcool.
- b) sabão e água.
- c) gordura e água.
- d) gordura e éter.
- e) sabão e ácido.

13. Escreva a equação de hidrólise alcalina do tripalmitato de glicerila, sabendo que a fórmula estrutural desse éster é:



14. (ESPM-SP) Indique as funções orgânicas que estão na molécula de glicose:



15. (Unisinos-RS) Tomando como base a constituição dos lipídios de origem animal, pode-se afirmar que a hidrólise desses compostos irá produzir, principalmente:

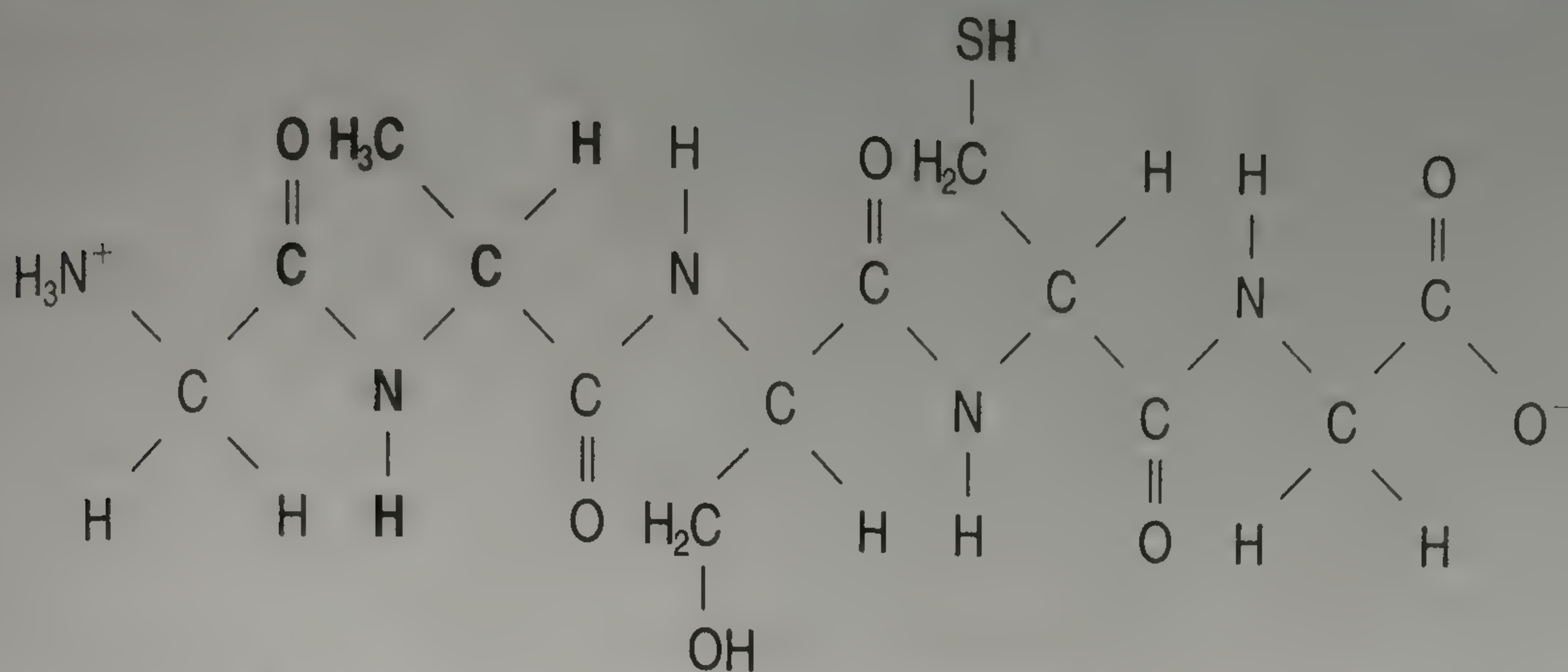
- a) aminoácidos e lipídios mais simples.
- b) glicerol e aminoácidos.
- c) glicerol e hidratos de carbono.
- d) glicerol e ácidos carboxílicos de elevada massa molecular.
- e) glicerol e ácidos carboxílicos de pequena massa molecular.

16. (Unisinos-RS) Entre as inúmeras proteínas que constituem o corpo humano, destaca-se a albumina — ou soroalbumina, por se localizar no soro sanguíneo —, que, assim como as demais, é originada pela entre moléculas de

As lacunas são corretamente preenchidas, respectivamente, por:

- a) reação de esterificação; aminas.
- b) ligação peptídica; aminoácidos.
- c) ponte de hidrogênio; aminoácidos.
- d) reação de saponificação; glicerídeos e bases fortes.
- e) reação de desidratação; ácidos carboxílicos e glicerol.

17. (Fuvest-SP)



A hidrólise de um peptídeo rompe a ligação peptídica, originando aminoácidos. Quantos aminoácidos diferentes se formam na hidrólise total do peptídeo representado acima?

- a) 2 c) 4
b) 3 d) 5 e) 6

18. (UEPG-PR) Para a transformação de um óleo vegetal em gordura, submete-se o primeiro a uma reação de:

- a) oxidação.
b) rancificação.
c) hidratação.
d) hidrogenação.
e) aminação.

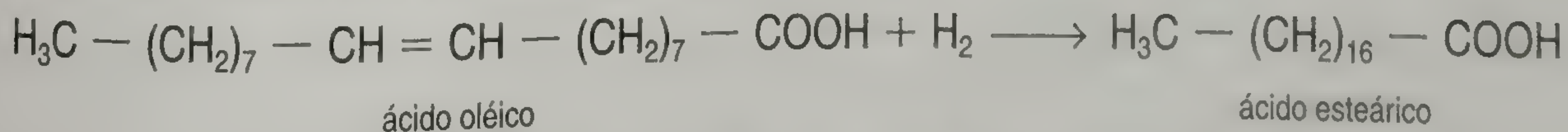
19. (Unimep-SP) Na lavagem de um tecido impregnado com gordura, os íons detergentes representados por $R - COO^-$ atuam por meio de ligações de seus grupos hidrófilo e hidrófobo, respectivamente:

- a) à água e à gordura.
b) ao tecido e à água.
c) ao tecido e à gordura.
d) à gordura e à água.
e) Nenhuma das anteriores.

20. (Fuvest-SP) Sabões são usualmente obtidos pela reação de ésteres de ácidos graxos com soda cáustica. As matérias-primas dessas substâncias são, respectivamente:

- a) petróleo e sal-gema.
b) melão de cana e cal.
c) gordura animal e água mineral.
d) óleo vegetal e salmoura.
e) gordura animal e cal.

21. (Vunesp-SP) Na obtenção de margarina a partir da hidrogenação de óleos vegetais, uma das reações que ocorre é representada por:



A respeito deste processo, são feitas as três seguintes afirmações:

- I – A transformação de ácido oléico em esteárico envolve uma reação de adição.
- II – Dos dois ácidos, somente o oléico apresenta isomeria cis-trans.
- III – O ácido esteárico é mais resistente à oxidação pelo oxigênio do ar que o ácido oléico.

Está(ão) correta(s):

- a) apenas I
b) apenas II
c) apenas I e III
d) apenas II e III
e) I, II e III

DECEMBER

1. The first of the month was a
very cold day, with a heavy
frost. The wind was from the
north, and the snow was
driven in great quantities.

2. The second day was also
very cold, with a heavy
frost. The wind was from the
north, and the snow was
driven in great quantities.

3. The third day was also
very cold, with a heavy
frost. The wind was from the
north, and the snow was
driven in great quantities.

4. The fourth day was also
very cold, with a heavy
frost. The wind was from the
north, and the snow was
driven in great quantities.

EXERCÍCIOS COMPLEMENTARES

479

1. (Vunes

Com ba

- a) subs
- b) subs
- c) mistu
- d) mistu
- e) suspe

2. (FOC-S

- a) é nec
- b) pode
- c) é nec
- d) é form
- e) é form

3. (UEL-PR

- a) balão
- b) termô
- c) frasco

4. (Mack-SF

prevenção
ainda mai
ça de aur
magnésio
na capaci
sa teorica
se também
ver. Daí po
que o efei
razoavel, n
uma equa

Da leitura

- a) quatro e
- b) o organi
- c) a ingest
- d) não se te
- e) vitamina

1. (Vunesp-SP) O rótulo de uma garrafa de água mineral está reproduzido a seguir:

COMPOSIÇÃO QUÍMICA PROVAVEL	
Sulfato de cálcio	0,0038 mg/L
Bicarbonato de cálcio	0,0167 mg/L

Com base nessas informações, podemos classificar a água mineral como:

- substância pura.
 - substância simples.
 - mistura heterogênea.
 - mistura homogênea.
 - suspensão coloidal.
2. (FOC-SP) Uma substância pura:
- é necessariamente uma substância simples.
 - pode ser uma substância simples ou uma substância composta.
 - é necessariamente uma substância composta.
 - é formada apenas por moléculas de átomos iguais.
 - é formada apenas por moléculas de átomos diferentes.
3. (UEL-PR) Para realizar uma destilação simples, pode-se dispensar o:
- balão de destilação.
 - termômetro.
 - frasco coletor.
 - condensador.
 - funil de separação.
4. (Mack-SP) "Novas pesquisas põem em dúvida a eficiência dos coquetéis de vitaminas na prevenção de doenças e alertam sobre eventuais riscos à saúde. A ciranda dos minerais é ainda mais complexa. Quem decide, por exemplo, tomar cápsulas de magnésio na esperança de aumentar a agilidade mental é obrigado a aumentar a ingestão de cálcio, porque o magnésio inibe a absorção desse mineral pelo organismo. O cálcio, por sua vez, interfere na capacidade do corpo de absorver ferro, portanto quem toma suplemento de cálcio precisa teoricamente elevar a dose de ferro. Porém, ferro em excesso é desaconselhável. Sabe-se também que a vitamina C aumenta a quantidade de ferro que o corpo consegue absorver. Daí pode-se concluir que quem toma cálcio deve também tomar vitamina C, de modo que o efeito de ambos se anule no que diz respeito ao ferro. Certo? Teoricamente parece razoável, mas ninguém sabe responder com rigor a essa pergunta. O corpo humano não é uma equação matemática, mas uma selva bioquímica cheia de segredos."

(Revista Veja)

Da leitura do texto, conclui-se que:

- quatro elementos químicos diferentes são nominalmente citados.
- o organismo do indivíduo que toma vitamina C e cálcio deixa de absorver o ferro.
- a ingestão de magnésio favorece a absorção de cálcio pelo organismo.
- não se tem certeza de que o mecanismo teórico corresponda rigorosamente ao do corpo humano.
- vitaminas e minerais são prejudiciais ao corpo humano.

5. (Mack-SP) Os fogos de artifício contêm alguns sais, cujos cátions são responsáveis pelas cores observadas, como, por exemplo, vermelho, amarelo e verde, dadas respectivamente pelo estrôncio, bário e cobre, cujos símbolos são:

- a) Sr, Ba e Cu
b) S, Ba e Co
c) Sb, Br e Cu
d) Sr, B e Co
e) Sc, B e Cr

6. (Unisinos-RS) A um estudante de química foi confiada a tarefa de identificar um determinado elemento químico da tabela periódica. A fim de possibilitar o cumprimento da tarefa, foi-lhe informado que o referido elemento está localizado no terceiro período da tabela periódica, apresentando como configuração eletrônica do último nível a representação ns^2np^1 . Partindo das informações disponíveis, ele pode afirmar que:

- a) o elemento em questão é o alumínio.
b) se trata de um elemento da família dos alcalinos.
c) o elemento em questão é um não-metal.
d) o elemento em questão é da família dos halogênios.
e) o elemento em questão tanto pode ser um calcogênio quanto um gás nobre.

7. (Mack-SP) A fórmula do composto formado, quando átomos do elemento genérico M, que formam cátions trivalentes, ligam-se com átomos do elemento Y, pertencente à família dos calcogênios, é:

- a) M_2Y_2
b) M_2Y_3
c) MY_3
d) M_3Y
e) M_2Y

8. (FEI-SP) Relativamente ao íon Mg^{2+} de número atômico 12 e número de massa 24, assinale a alternativa correta:

- a) tem 12 elétrons.
b) tem 10 nêutrons.
c) tem 10 prótons.
d) tem configuração eletrônica $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$.
e) tem configuração eletrônica idêntica à do íon Na^+ de número atômico 11.

9. (Vunesp-SP) Considere as seguintes afirmações sobre átomos e moléculas.

- I – No modelo proposto por Rutherford, o átomo tem praticamente toda sua massa concentrada num núcleo pequeno e os elétrons estão a uma grande distância do núcleo.
II – No modelo proposto por Bohr para o átomo de hidrogênio, os elétrons se movem em órbitas circulares, cujas energias podem assumir quaisquer valores.
III – Molécula é a menor porção de uma substância covalente que mantém sua composição.

Está(ão) correta(s):

- a) apenas I
b) apenas II
c) apenas III
d) apenas I e II
e) apenas I e III

10. (ITA-SP) Dadas as configurações eletrônicas dos seguintes átomos no seu estado fundamental:

- I – $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$
II – $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$
III – $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$
IV – $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$

É errado afirmar que:

1. Entre os átomos acima, o átomo
2. A perda de dois elétrons pelo átomo
3. Entre os átomos acima, o átomo
4. O ganho de um elétron pelo átomo
5. O átomo IV é o mais eletronegativo

(Mack-SP) Os nomes corretos das substâncias são:

- a) carbonato de sódio e nitrato de amônio
b) bicarbonato de sódio e nitrato de amônio
c) carbonato ácido de sódio e nitrito de amônio
d) carbeto de sódio e nitrito de amônio
e) bicarbonato de sódio e nitreto de amônio

(Fuvest-SP) A redução da acidez de soluções aquosas de $CaSO_4 \cdot 1/2 H_2O$ pode ser realizada com:

- a) gesso ($CaSO_4 \cdot 1/2 H_2O$).
b) salitre ($NaNO_3$).
c) calcário ($CaCO_3$).

3. Das reações químicas que ocorrem em laboratório, assinale a alternativa que corresponde a:

- I – na combustão do metano,
II – nos comprimidos efervescentes,
III – no ataque de ácido clorídrico a uma placa de zinco,
IV – na formação de hidróxido de cálcio a partir de óxido de cálcio e água,
V – em certos fogos de artifício.

representadas respectivamente por:

- I – $CH_4 + 2 O_2 \rightarrow CO_2 + 2 H_2O$
II – $2 NaHCO_3 \rightarrow Na_2CO_3 + H_2O + CO_2$
III – $Zn + 2 HCl \rightarrow ZnCl_2 + H_2$
IV – $Al_2(SO_4)_3 + 6 NaOH \rightarrow 2 Al(OH)_3 + 3 Na_2SO_4$
V – $2 Mg + O_2 \rightarrow 2 MgO$

assinale a alternativa que corresponde a:

- a) apenas I e III
b) apenas II e IV
c) apenas I

(Fatec-SP) As equações seguintes representam reações químicas. A equação que representa a reação de um dos participantes com o ácido sulfúrico é:

- I – $Mg + 2 H^+_{(aq)} \rightarrow Mg^{2+}_{(aq)} + H_2$
II – $2 H^+_{(aq)} + CO^{2-}_3 \rightarrow H_2O + CO_2$
III – $Ca^{2+}_{(aq)} + SO^{2-}_4 \rightarrow CaSO_4$
IV – $H^+_{(aq)} + OH^-_{(aq)} \rightarrow H_2O$
Representam, respectivamente, as reações:

- a) III e IV
b) II e III
c) I e II

EXERCÍCIOS

- Dentre os átomos acima, o átomo I tem maior potencial de ionização.
- A perda de dois elétrons pelo átomo II leva à formação de cátion Mg^{2+} .
- Dentre os átomos acima, o átomo III tem a maior afinidade eletrônica.
- O ganho de um elétron pelo átomo IV ocorre com a liberação de energia.
- O átomo IV é o mais eletronegativo.

11. (Mack-SP) Os nomes corretos das substâncias de fórmulas $NaHCO_3$ e NH_4NO_3 são, respectivamente:

- carbonato de sódio e nitrato de amônio.
- bicarbonato de sódio e nitrato de amônio.
- carbonato ácido de sódio e nitrito de amônio.
- carbeto de sódio e nitrito de amônio.
- bicarbonato de sódio e nitreto de amônio.

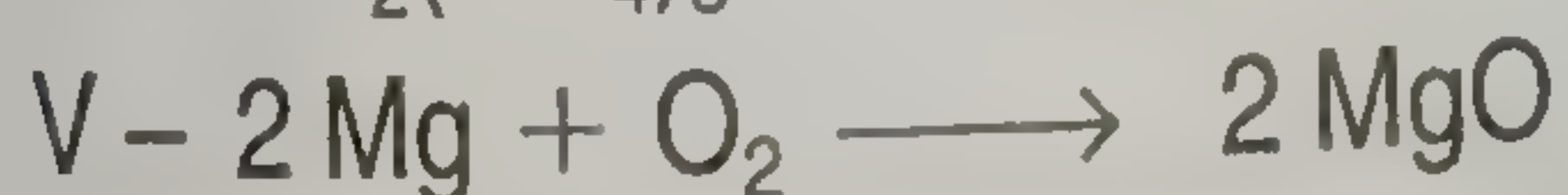
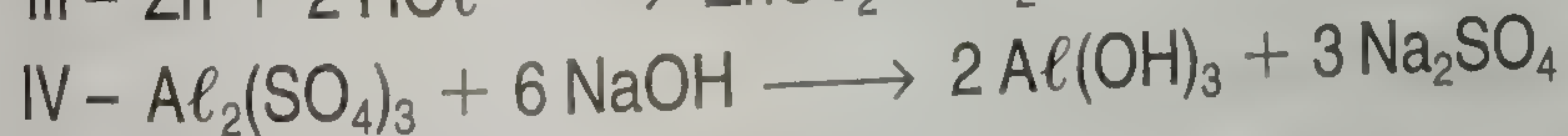
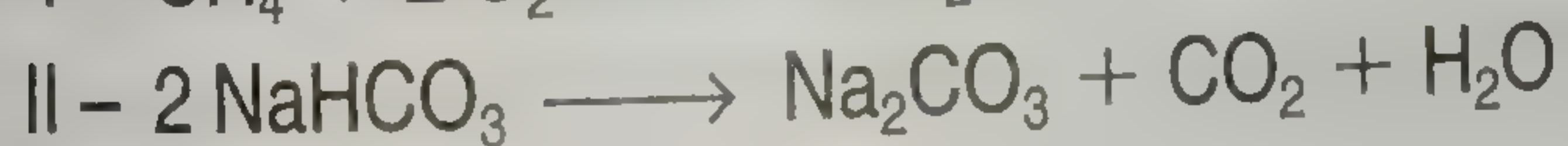
12. (Fuvest-SP) A redução da acidez de solos, impróprios para algumas culturas, pode ser feita tratando-os com:

- gesso ($CaSO_4 \cdot 1/2 H_2O$).
- salitre ($NaNO_3$).
- calcário ($CaCO_3$).
- sal marinho ($NaCl$).
- sílica (SiO_2).

13. Das reações químicas que ocorrem:

- na combustão do metano,
- nos comprimidos efervescentes,
- no ataque de ácido clorídrico ao zinco,
- na formação de hidróxido de alumínio usado no tratamento de água,
- em certos fogos de artifício,

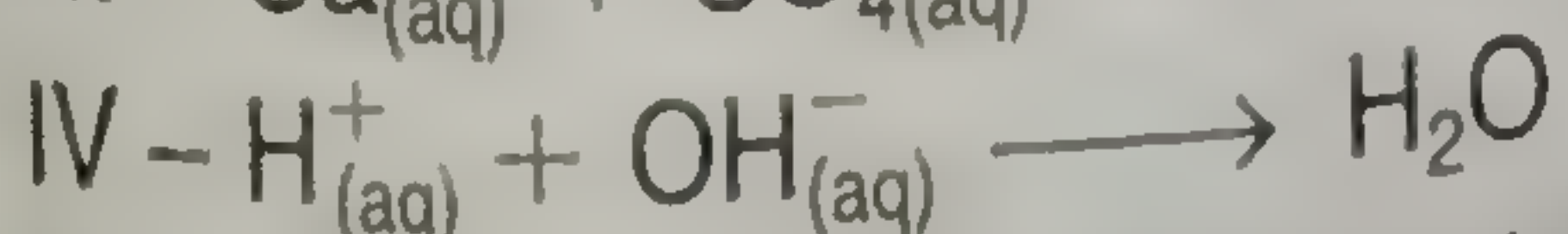
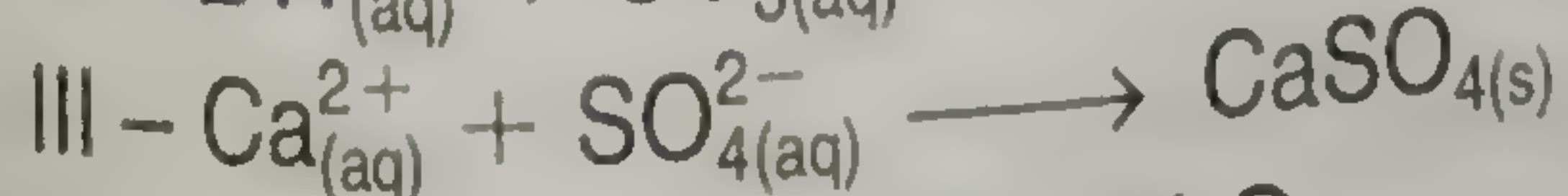
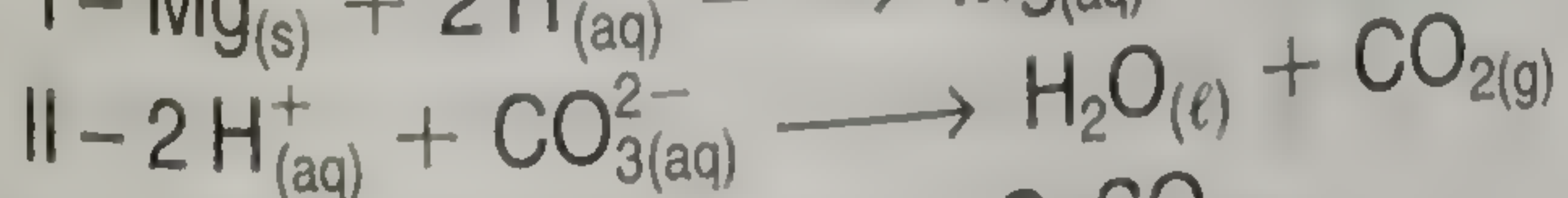
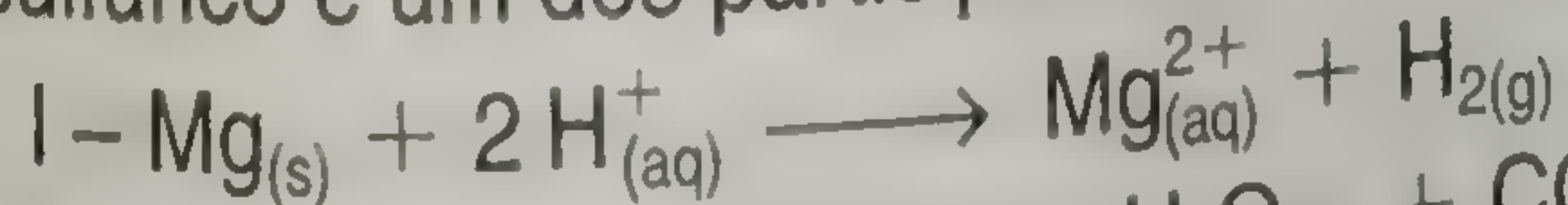
representadas respectivamente pelas equações:



assinale a alternativa que corresponde a reações de decomposição:

- apenas I e III
- apenas II e IV
- apenas I
- apenas II
- apenas V

14. (Fatec-SP) As equações seguintes representam transformações químicas de que o ácido sulfúrico é um dos participantes.



Representam, respectivamente, uma oxidorredução e uma neutralização as equações:

- III e IV
- II e III
- I e II
- I e III
- I e IV

15. (Vunesp-SP) "Chuva ácida" resulta da combinação de água atmosférica com dióxido de enxofre ou com trióxido de enxofre.

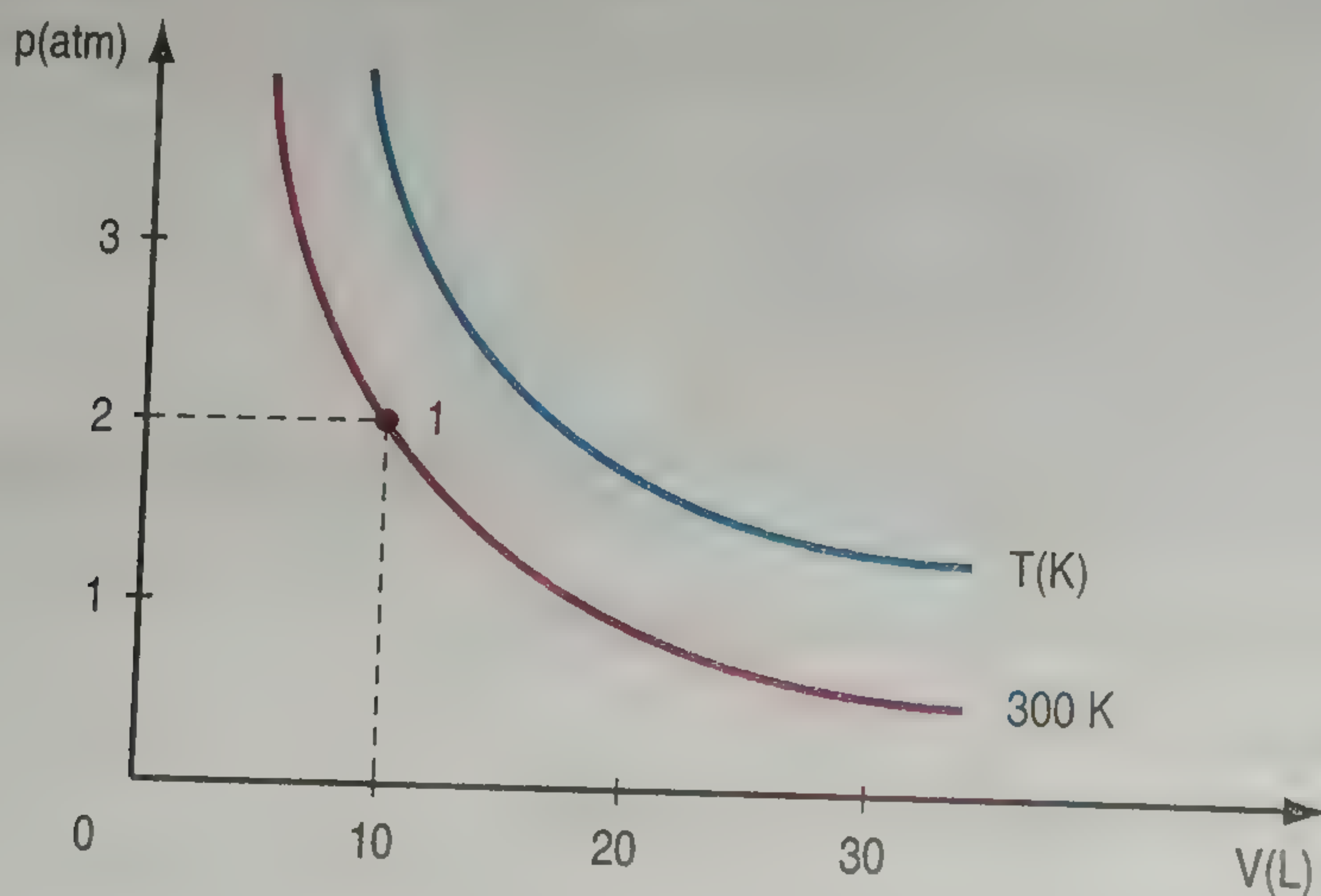
Escreva:

- a) as equações químicas balanceadas das reações de cada um dos dois óxidos com água;
b) os nomes oficiais dos produtos das reações dos dois óxidos com água.

16. (ESAM-RN) Pela liquefação do ar atmosférico, o gás obtido em maior porcentagem é o _____, usado na fabricação do _____.

As lacunas podem ser preenchidas respectivamente por:

- a) nitrogênio; gás carbônico. d) hidrogênio; ácido sulfúrico.
b) oxigênio; gás carbônico. e) hidrogênio; ácido nítrico.
c) nitrogênio; ácido nítrico.
17. (FEI-SP) Um cilindro munido de êmbolo contém um gás ideal representado pelo ponto 1 no gráfico. A seguir, o gás é submetido sucessivamente à transformação isobárica (evolui do ponto 1 para o ponto 2), isocórica (evolui do ponto 2 para o ponto 3) e isotérmica (evolui do ponto 3 para o ponto 1). Ao representar os pontos 2 e 3 nas isotermas indicadas, conclui-se que:



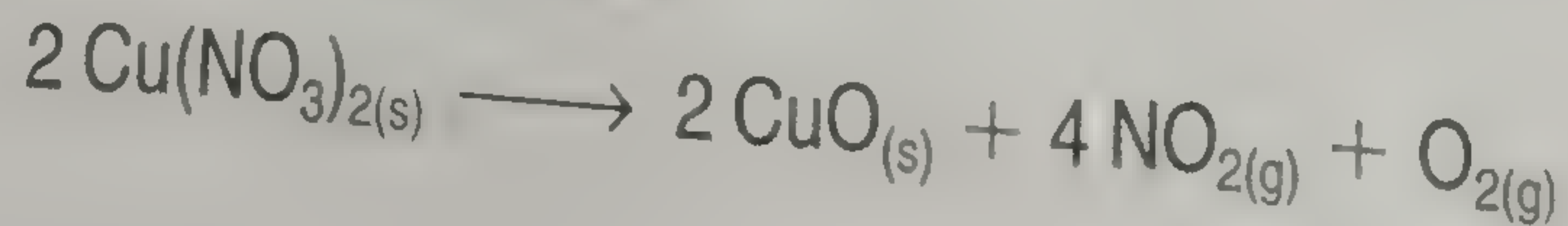
- a) a temperatura do gás no estado 2 é 450 K.
b) a pressão do gás no estado 3 é 2 atm.
c) a temperatura do gás no estado 3 é 600 K.
d) o volume do gás no estado 2 é 10 L.
e) a pressão do gás no estado 2 é 2 atm.

18. (UEPG-PR) Um químico realizou um ensaio experimental em laboratório obtendo 300 cm^3 de um gás a uma temperatura de 27°C e pressão ambiente de 689 mmHg . Nestas condições, o número de mols desse gás é de aproximadamente:

Dado: Constante universal dos gases perfeitos: $62,3 \text{ mmHg} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1}$

- a) $1,1 \cdot 10^{-2}$ d) 11
b) 84 e) 8,4
c) 4,8

19. (ITA-SP) Certa massa de nitrato de cobre ($\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$) foi calcinada em ambiente aberto até restar um resíduo com massa constante, que é sólido e preto. Formaram-se dois produtos gasosos, conforme a equação química:



15. (Vunesp-SP) "Chuva ácida" resulta da combinação de água atmosférica com dióxido de enxofre ou com trióxido de enxofre.

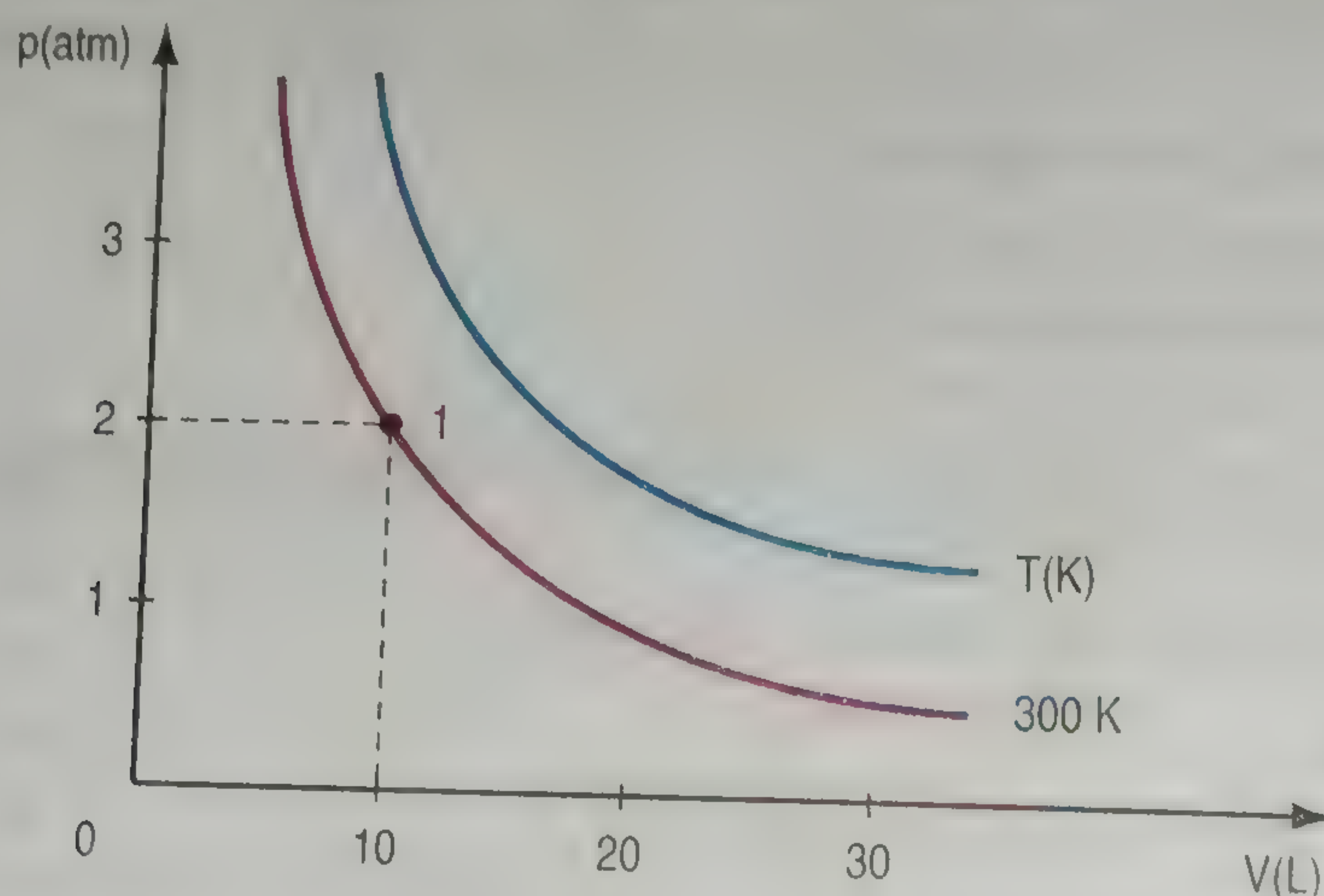
Escreva:

- a) as equações químicas balanceadas das reações de cada um dos dois óxidos com água;
b) os nomes oficiais dos produtos das reações dos dois óxidos com água.

16. (ESAM-RN) Pela liquefação do ar atmosférico, o gás obtido em maior porcentagem é o _____, usado na fabricação do _____.

As lacunas podem ser preenchidas respectivamente por:

- a) nitrogênio; gás carbônico. d) hidrogênio; ácido sulfúrico.
b) oxigênio; gás carbônico. e) hidrogênio; ácido nítrico.
c) nitrogênio; ácido nítrico.
17. (FEI-SP) Um cilindro munido de êmbolo contém um gás ideal representado pelo ponto 1 no gráfico. A seguir, o gás é submetido sucessivamente à transformação isobárica (evolui do ponto 1 para o ponto 2), isocórica (evolui do ponto 2 para o ponto 3) e isotérmica (evolui do ponto 3 para o ponto 1). Ao representar os pontos 2 e 3 nas isotermas indicadas, conclui-se que:



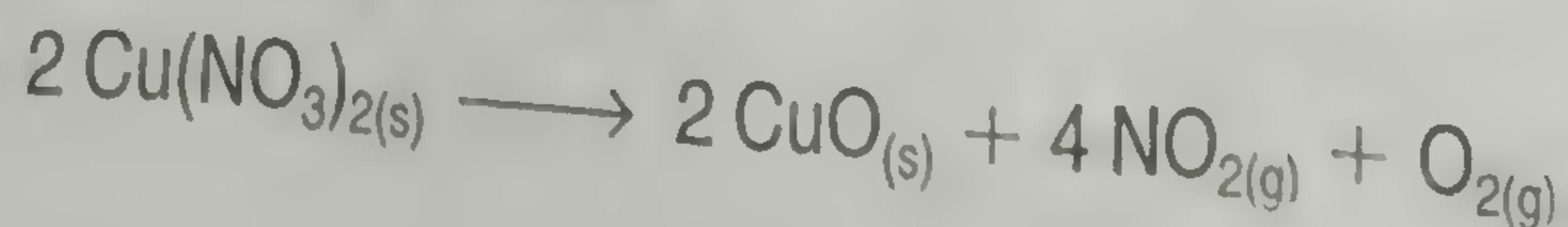
- a) a temperatura do gás no estado 2 é 450 K.
b) a pressão do gás no estado 3 é 2 atm.
c) a temperatura do gás no estado 3 é 600 K.
d) o volume do gás no estado 2 é 10 L.
e) a pressão do gás no estado 2 é 2 atm.

18. (UEPG-PR) Um químico realizou um ensaio experimental em laboratório obtendo 300 cm^3 de um gás a uma temperatura de 27°C e pressão ambiente de 689 mmHg . Nestas condições, o número de mols desse gás é de aproximadamente:

Dado: Constante universal dos gases perfeitos: $62,3 \text{ mmHg, L, K}^{-1}$

- a) $1,1 \cdot 10^{-2}$ d) 11
b) 84 e) 8,4
c) 4,8

19. (ITA-SP) Certa massa de nitrato de cobre ($\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$) foi calcinada em ambiente aberto até restar um resíduo com massa constante, que é sólido e preto. Formaram-se dois produtos gasosos, conforme a equação química:



EXERCÍCIOS COMPLEMENTARES

A massa do NO_2 formado na reação de decomposição é igual a 18,4 g. Qual é o valor que mais se aproxima da massa inicial do nitrato de cobre?

- a) 9,4 g
- b) 37,5 g
- c) 57,5 g
- d) 123 g
- e) 246 g

20. (Fatec-SP) O carbeto de cálcio pode ser empregado como gerador de gás acetileno ao reagir com água.

A equação da reação é:



A quantidade mínima de carbeto de cálcio, em gramas, necessária para produzir 5,6 metros cúbicos de gás acetileno, medidos nas condições normais de temperatura e pressão (CNTP), é:

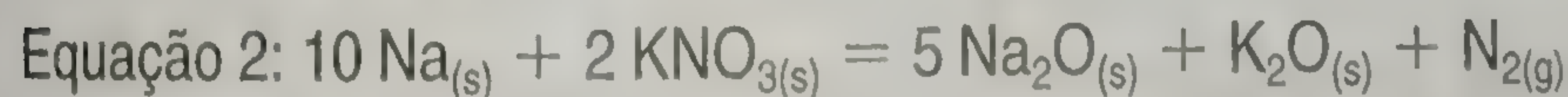
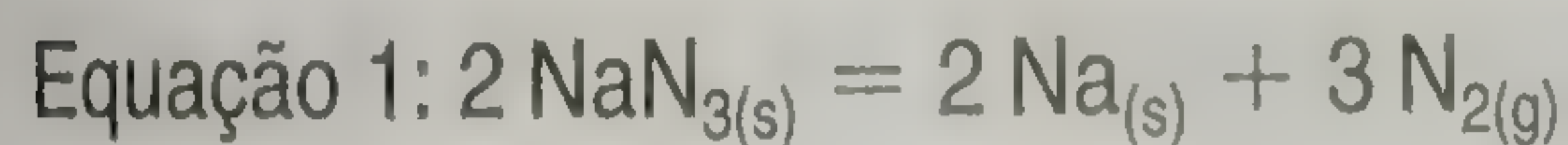
Dados:

Volume molar (nas CNTP) = $22,4 \text{ dm}^3/\text{mol}$

Massas molares (em g/mol): $\text{Ca} = 40,0$; $\text{O} = 16,0$; $\text{C} = 12,0$

- a) 1 600
- b) 3 200
- c) 6 400
- d) 16 000
- e) 32 000

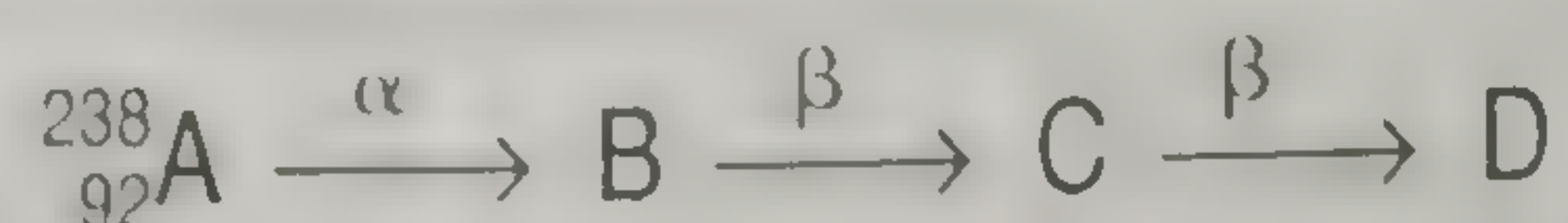
21. (Unicamp-SP) Com a intenção de proteger o motorista e o passageiro de lesões corporais mais graves, em muitos países já é obrigatório, em automóveis, o dispositivo chamado de *air bag*. Em caso de acidente, um microprocessador desencadeia uma série de reações químicas que liberam uma certa quantidade de nitrogênio, $\text{N}_{2(g)}$, que infla rapidamente um balão plástico situado à frente dos ocupantes do automóvel. As reações químicas que ocorrem nesse processo estão representadas pelas seguintes equações:



No caso de acionamento do sistema de segurança descrito, supondo que o volume do saco plástico, quando totalmente inflado, seja de 70 litros e que, inicialmente, houvesse 2,0 mols de NaN_3 e 2,0 mols de KNO_3 :

- a) Qual será a pressão do gás (em kPa), dentro do balão, quando este estiver totalmente inflado? Considere a temperatura como sendo 27°C . Dado: $R = 8,3 \text{ kPa} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \text{K}^{-1}$; kPa = quilopascal
- b) Supondo-se que o processo envolvesse apenas as reações representadas pelas equações 1 e 2, qual seria a massa total de substâncias sólidas restantes no sistema?

22. (FEI-SP) Sejam A, B, C e D os elementos de uma série radioativa envolvidos no esquema simplificado de desintegração nuclear:



então:

- a) B, C e D são isótopos.
- b) A e D são isóbaros.
- c) C tem 143 nêutrons.
- d) B tem 92 prótons.
- e) A e B são isótonos.

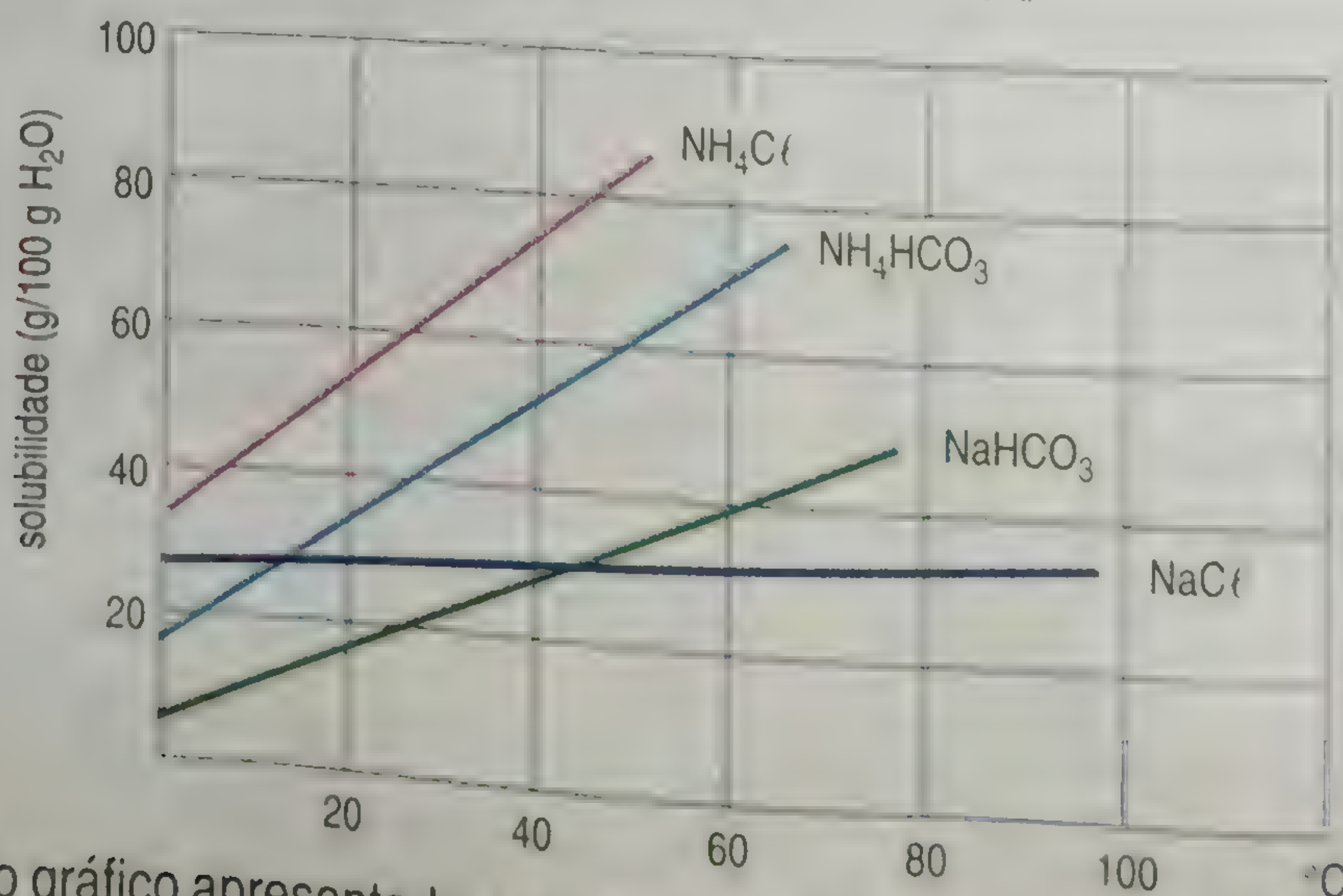
23. (Vunesp-SP) O acidente do reator nuclear de Chernobyl, em 1986, lançou para a atmosfera grande quantidade de $^{90}_{38}\text{Sr}$ radioativo, cuja meia-vida é de 28 anos. Supondo ser esse isótopo a única contaminação radioativa e sabendo que o local poderá ser considerado seguro quando a quantidade de $^{90}_{38}\text{Sr}$ se reduzir, por desintegração, a $\frac{1}{16}$ da quantidade inicialmente presente, o local poderá ser habitado novamente a partir do ano de:
- a) 2014
b) 2098
c) 2266
d) 2986
e) 3000

24. (UFRGS) A transmutação artificial ocorre pelo bombardeio de núcleos estáveis com projéteis que provocam a instabilização, formando um núcleo que pode atingir a estabilidade pela emissão radioativa. O $^{27}_{13}\text{Al}$, por bombardeio, originou um radioisótopo e uma partícula alfa. O radioisótopo, por emissão β^- , converteu-se no $^{24}_{12}\text{Mg}$. O projétil de bombardeamento foi:
- a) nêutron.
b) próton.
c) deutério.
d) trítio.
e) alfa.

25. (FMTM-MG) O isótopo de número de massa 14 do carbono, usado na datação de fósseis animais e vegetais, desintegra-se emitindo uma partícula beta. Forma-se um núcleo de nitrogênio (número de massa 14). A meia-vida do C 14 é de 5 730 anos.
- a) Escreva a equação balanceada dessa reação nuclear.
b) Calcule a idade de um objeto de madeira cujo conteúdo de carbono 14 ficou reduzido a 25% do valor inicial.

26. (FEI-SP) A concentração molar (mol/L) de uma solução aquosa preparada por adição de 5,3 g de Na_2CO_3 (massa molar 106 g/mol) em água até completar 100 mL de solução é:
- a) 0,05
b) 0,2
c) 0,5
d) 1
e) 2

27. (Fatec-SP) O processo Solvay de obtenção do Na_2CO_3 , matéria-prima importante na fabricação do vidro, envolve os reagentes CO_2 , NH_3 e solução saturada de NaCl . Na solução final encontram-se os íons $\text{NH}_4^+_{(\text{aq})}$, $\text{Na}^+_{(\text{aq})}$, $\text{Cl}^-_{(\text{aq})}$ e $\text{HCO}_3^-_{(\text{aq})}$.



Analisando, no gráfico apresentado, as curvas de solubilidade em função da temperatura, é correto afirmar que, na temperatura de 20 °C, o sólido que deverá precipitar primeiro é o:

EXERCÍCIOS COMPLEMENTARES

- a) NH_4Cl
b) NaHCO_3
c) NH_4HCO_3

- d) NaCl
e) Na_2CO_3

28. (UEPG-PR) Associar as colunas abaixo de acordo com a melhor utilização dos aparelhos em um laboratório.

- | | |
|-------------------------|-----------------------------------------------|
| (1) funil comum | () separação de água e óleo |
| (2) balão de destilação | () filtração a vácuo |
| (3) funil de decantação | () separação de água e areia |
| (4) balão volumétrico | () separação de água e pouco sal |
| (5) kitassato | () preparo de solução de HCl 2 eq/L |

29. (FEI-SP) Foram realizadas medidas de pressão de vapor em experiências com o tubo de Torricelli utilizando os líquidos puros: água, álcool, éter e acetona, todos na mesma temperatura de 20°C e ao nível do mar. Os resultados foram os seguintes:

	ÁGUA	ÁLCOOL	ÉTER	ACETONA
pressão de vapor (mmHg)	17,5	43,9	184,8	442,2

Considerando os mesmos líquidos, a 20°C , os que entrariam em ebulição na referida temperatura num ambiente onde a pressão fosse reduzida a 150 mmHg seriam:

- a) nenhum dos líquidos.
b) apenas a acetona.
c) apenas o éter e a acetona.
d) apenas a água.
e) apenas a água e o álcool.

30. Dentre as soluções aquosas, relacionadas abaixo, todas 0,2 molal:

I	II	III	IV
sacarose	cloreto de potássio	iodeto de sódio	hidróxido de amônio

apresentam a mesma temperatura de ebulição:

- a) a I e a IV
b) a II e a III
c) a I e a II
d) a I e a III
e) a II e a IV

31. (FEI-SP) Uma determinada solução molecular experimenta uma variação de 0,41 atm em sua pressão osmótica ao ter sua temperatura elevada de 10°C . A molaridade dessa solução é:

- a) 0,02
b) 0,2
c) 0,1
d) 0,5
e) 2

32. (FEI-SP) À temperatura de 25°C e pressão de 1 atm os calores liberados na formação de 1 mol de CO_2 gasoso e de 1 mol de H_2O gasoso a partir das substâncias simples são

respectivamente 393,5 kJ e 285,8 kJ. Nas mesmas condições, o calor libertado na reação representada pela equação abaixo é 1 365,9 kJ por mol de etanol.



Conclui-se que o calor libertado, em kJ, na formação de 1 mol de etanol, nas mesmas condições, é:

- a) 115,0
b) 278,5
c) 293,1
d) 696,6
e) 1 365,9

33. (Vunesp-SP) Silício elementar, na forma sólida, pode ser obtido pela reação entre dióxido de silício pulverizado e magnésio metálico.

- a) Escreva a equação balanceada da reação, indicando os estados de agregação de reagentes e produtos.
b) Calcule a variação de entalpia desse processo químico a partir das entalpias das reações dadas a seguir:



34. (UFES) Ao se queimarem sob pressão constante 23 gramas de etanol, aproximadamente 683 kJ de energia são liberados. Com base nessa informação, pode-se afirmar que o calor de combustão do etanol é de aproximadamente:

- a) -683 J/mol
b) 683 J/mol
c) -1 366 J/mol
d) -1 366 000 J/mol
e) 1 366 000 J/mol

35. (Mack-SP)



Na reação acima equacionada observou-se a variação na concentração de X em função do tempo, segundo a tabela abaixo:

TEMPO (s)	0	120	240	360	720
[X] mol/litro	0,255	0,220	0,200	0,190	0,100

No intervalo de 4 a 6 minutos, a velocidade média da reação, em mol/litro · min, é:

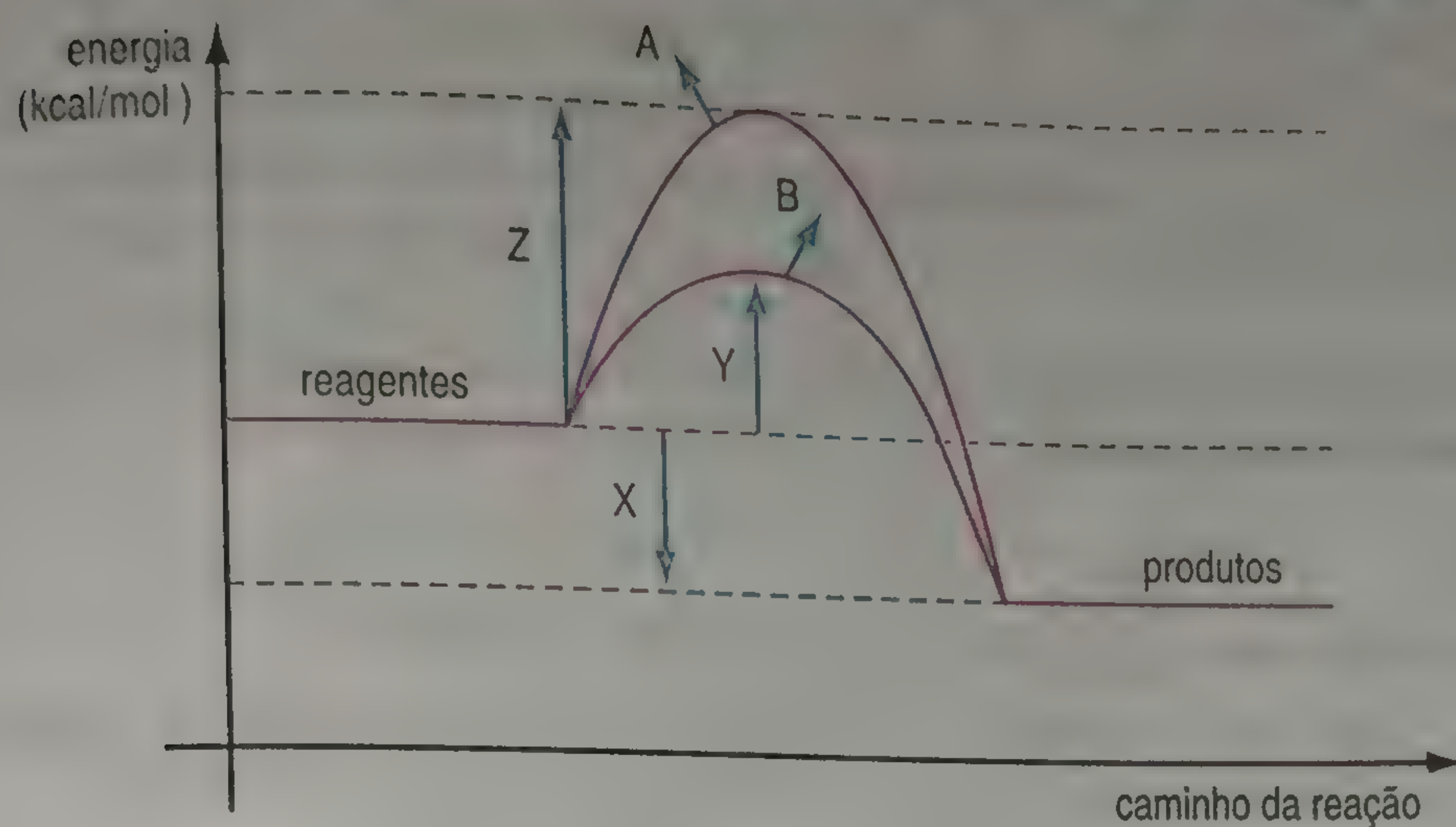
- a) 0,010
b) 0,255
c) 0,005
d) 0,100
e) 0,200

36. (Mack-SP)

- I – Z representa a energia de ativação na presença de catalisador.
II – Y representa a energia de ativação na presença de catalisador.
III – X representa a variação de entalpia.
IV – A velocidade de formação dos produtos é menor no caminho B.

As afirmações acima referem-se ao diagrama energético dos caminhos A e B de reação reagentes \longrightarrow produtos:

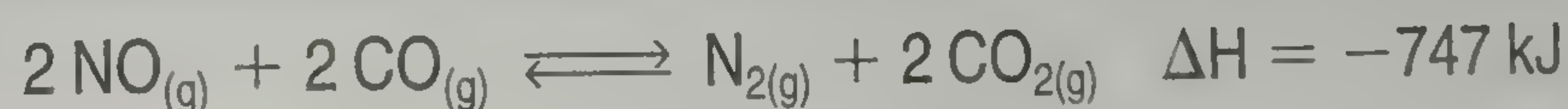
EXERCÍCIOS COMPLEMENTARES



Somente são corretas:

- a) I e III
- b) II e III
- c) II e IV
- d) III e IV
- e) I e IV

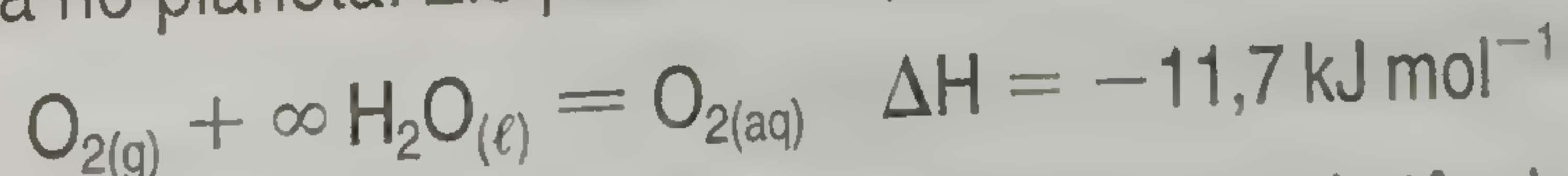
37. (UFMG) O óxido nítrico e o monóxido de carbono são duas das substâncias poluidoras produzidas por automóveis. Para reduzir sua concentração, ligas de níquel e cobre têm sido usadas como catalisadores para a reação:



Quanto à ação dos catalisadores mencionados acima, a afirmativa certa é:

- a) eles aumentam o calor na reação.
- b) eles alteram o valor da constante de equilíbrio.
- c) eles diminuem a velocidade apenas da reação inversa.
- d) eles aumentam a velocidade apenas da reação direta.
- e) eles diminuem a energia de ativação da reação inversa.

38. (Unicamp-SP) O processo de dissolução do oxigênio do ar na água é fundamental para a existência de vida no planeta. Ele pode ser representado pela seguinte equação química:



Observação: O símbolo ∞ significa grande quantidade de substância.

- a) Considerando que a altitude seja a mesma, em que lago há mais oxigênio dissolvido: em um de águas a 10 °C ou em outro de águas a 25 °C? Justifique.
- b) Considerando uma mesma temperatura, onde há mais oxigênio dissolvido, em um lago no alto da cordilheira dos Andes ou em outro em sua base? Justifique.

39. (UEL-PR) Na comparação entre as forças de ácidos é correto afirmar que o ácido mais forte tem maior:

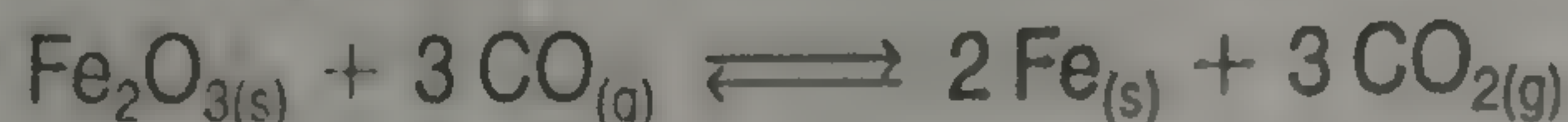
- a) massa molecular.
- b) densidade.
- c) temperatura de ebulição.
- d) temperatura de fusão.
- e) constante de ionização.

40. (Fatec-SP) A concentração de íons $\text{H}^+_{(aq)}$ de uma certa solução aquosa é $2,0 \cdot 10^{-5} \text{ mol/L}$. Sendo assim, nessa mesma solução a concentração de íons $\text{OH}^-_{(aq)}$, em mol/L, deve ser:
Dado: $k_w = 1,0 \cdot 10^{-14}$ a 25 °C

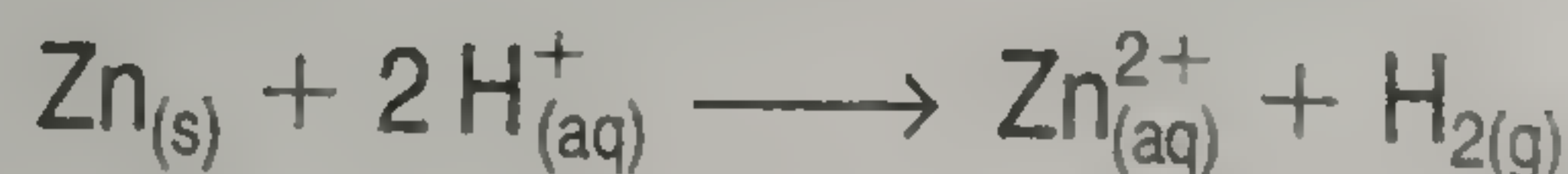
- a) $5,0 \cdot 10^{-10}$
 b) $2,0 \cdot 10^{-10}$
 c) $5,0 \cdot 10^{-9}$

- d) $5,0 \cdot 10^{-8}$
 e) $2,0 \cdot 10^{-9}$

41. (Vunesp-SP) A obtenção de ferro metálico a partir de um minério envolve a etapa de equilíbrio representada pela equação:



- a) Escreva a expressão da constante de equilíbrio da reação.
 b) Discuta o efeito da retirada de ferro metálico sobre a posição do equilíbrio quando a reação é realizada em condições de temperatura e volume constantes.
42. (Vunesp-SP) 80,0 mL de uma solução aquosa de hidróxido de potássio de concentração 0,250 mol/L são parcialmente neutralizados por 20,0 mL de uma solução aquosa de ácido nítrico de concentração 0,500 mol/L.
- a) Escreva a equação química da reação de neutralização.
 b) Sabendo que: $\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-]$ e que $\text{pH} + \text{pOH} = 14$, calcule o pH da solução após a adição do ácido.
43. (FEI-SP) A corrosão do zinco pelo ácido clorídrico em solução aquosa é representada pela equação:

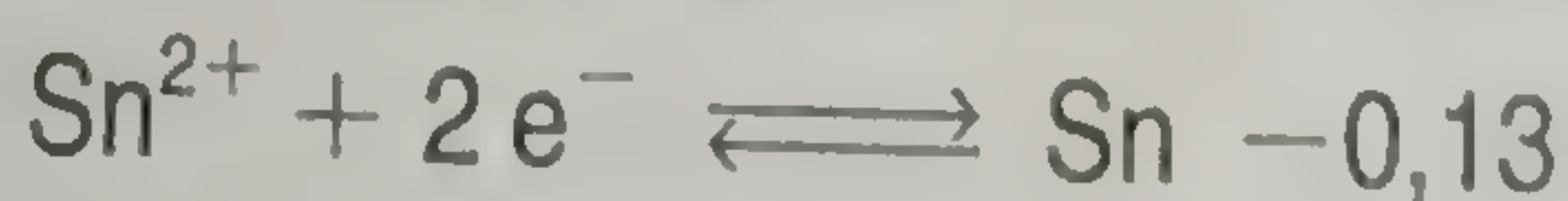
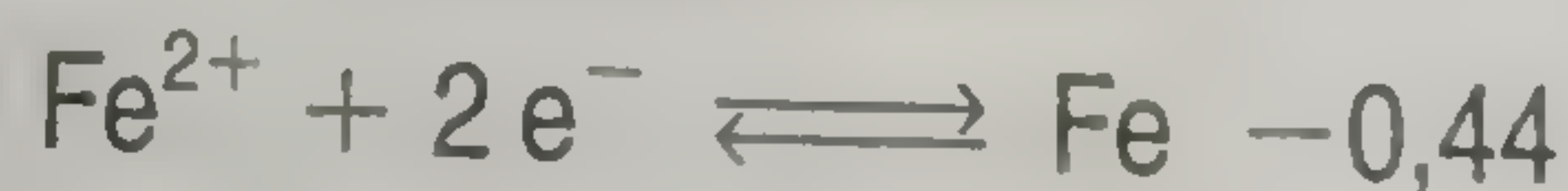


Assinale a alternativa falsa:

- a) o zinco sofre oxidação porque perdeu elétrons.
 b) o íon H^+ sofre redução porque ganhou elétrons.
 c) o zinco aumentou o número de oxidação.
 d) o íon H^+ diminuiu o número de oxidação.
 e) o zinco é o agente oxidante.

490

44. Dados os seguintes potenciais de redução padrão:



Relativamente às afirmações abaixo:

- I – Não se pode armazenar solução de CuSO_4 em recipiente de ferro.
 II – Não se pode usar bastão de níquel para uma solução de CuSO_4 .
 III – Encanamentos de ferro sofrem corrosão em presença de Ni^{2+} .
 IV – Em ligas de ferro e estanho, o ferro é mais facilmente oxidado.

São corretas:

- a) I, II, III e IV
 b) apenas I e II
 c) apenas II e III
 d) apenas I, III e IV
 e) apenas II e IV

de átomos de números 45
 contendo soluções de Ni
 com o esquema:

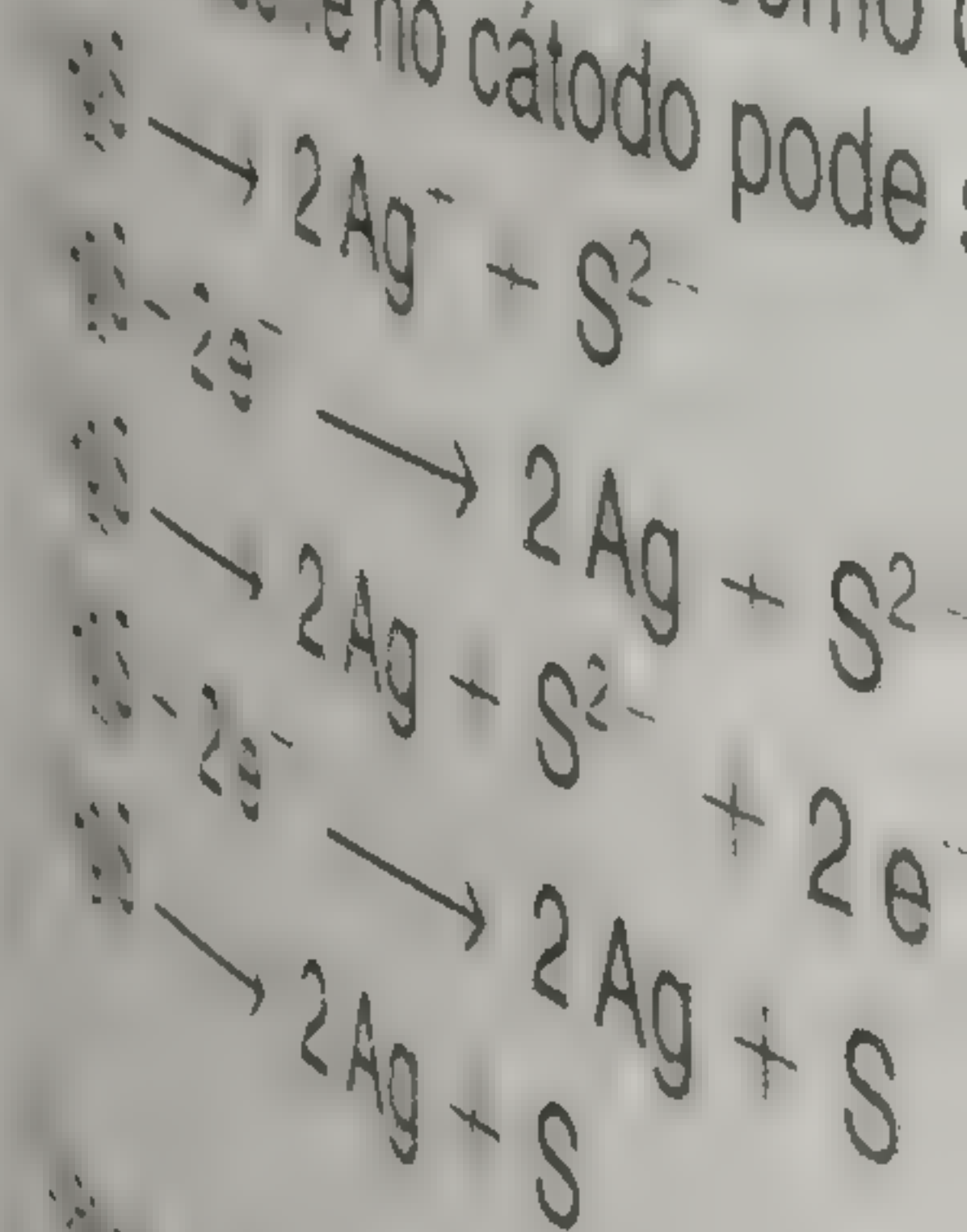


CuSO_4
(l)

vão se depositarem 63,5 g de
 20
 20
 20
 20

entos mols de elétrons são neces

Objetos de prata escure
 limpos eletroquimicamente
 alumínio contendo solução qu
 com o Ag_2S atua como
 que ocorre no cátodo pode

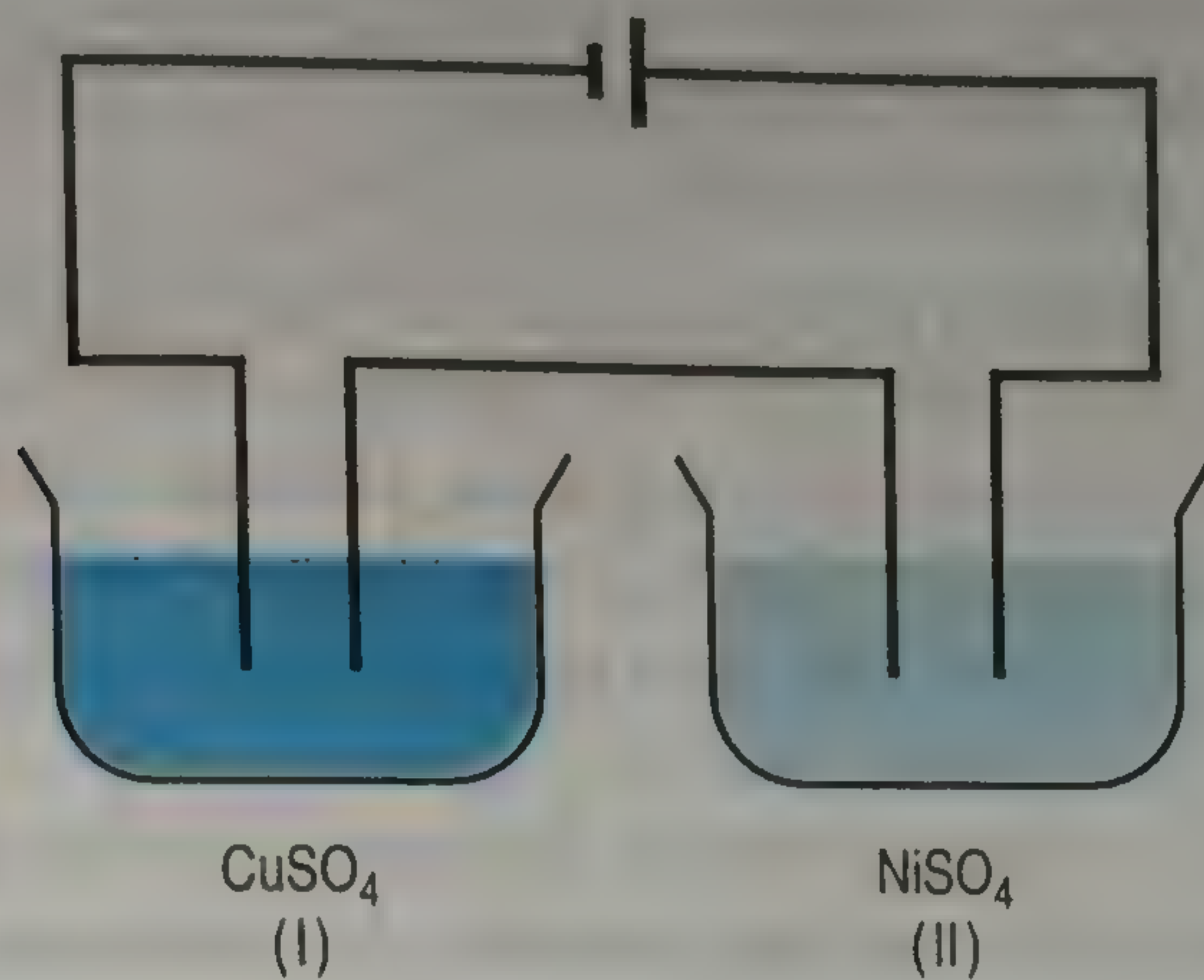


eletrolíticas dotadas c
 que lhes fornece co
 contém Ni^{2+} e na segu
 as deposições nos res
 que a relação entre as

EXERCÍCIOS COMPLEMENTARES

(UEL-PR)

Instruções: As questões de números 45 e 46 relacionam-se com duas cubas eletrolíticas (I) e (II) contendo soluções de NiSO_4 e CuSO_4 , ligadas em série a uma bateria, de acordo com o esquema:



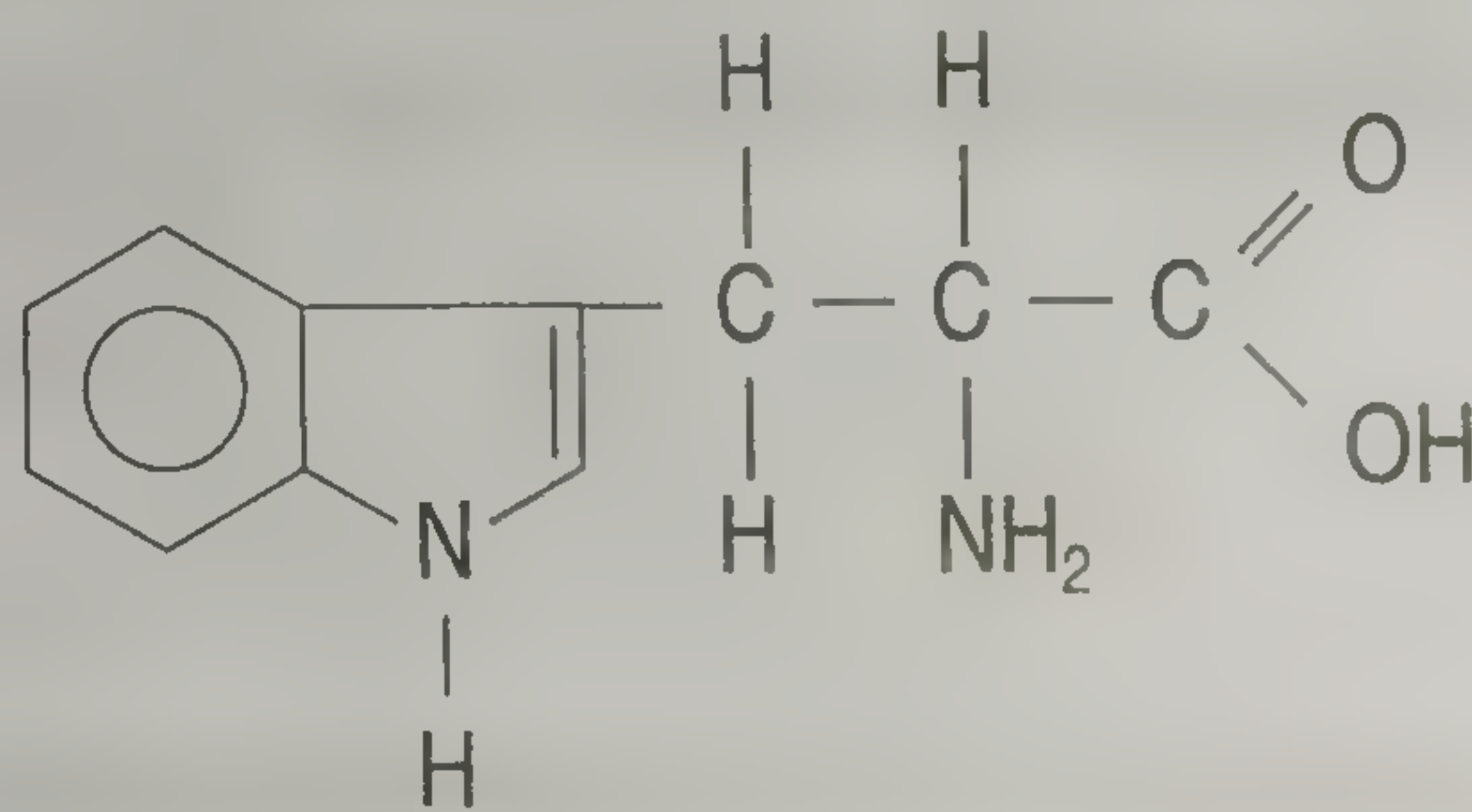
45. Quando se depositarem 63,5 g de cobre metálico, a massa do níquel metálico formado será:
- 14,0
 - 28,0
 - 56,0
 - 58,7
 - 69,0
46. Quantos mols de elétrons são necessários para reduzir 0,50 mol de Cu^{2+} ?
- 0,25
 - 0,50
 - 1,0
 - 1,5
 - 2,0
47. (Fuvest-SP) Objetos de prata escurecidos (devido principalmente à formação de Ag_2S) podem ser limpos eletroquimicamente, sem perda da prata, mergulhando-os em um recipiente de alumínio contendo solução quente de bicarbonato de sódio. Neste processo, a prata em contato com o Ag_2S atua como cátodo e o alumínio, como ânodo de uma pilha. A semi-reação que ocorre no cátodo pode ser representada por:
- $\text{Ag}_2\text{S} \longrightarrow 2\text{Ag}^+ + \text{S}^{2-}$
 - $\text{Ag}_2\text{S} + 2\text{e}^- \longrightarrow 2\text{Ag} + \text{S}^{2-}$
 - $\text{Ag}_2\text{S} \longrightarrow 2\text{Ag} + \text{S}^{2-} + 2\text{e}^-$
 - $\text{Ag}_2\text{S} + 2\text{e}^- \longrightarrow 2\text{Ag} + \text{S}$
 - $\text{Ag}_2\text{S} \longrightarrow 2\text{Ag} + \text{S}$
48. Duas células eletrolíticas dotadas de eletrodos inertes são ligadas em série e alimentadas por uma bateria que lhes fornece corrente contínua. Na primeira célula tem-se uma solução aquosa que contém Ni^{2+} e na segunda, uma solução aquosa com Au^{3+} . Durante a eletrólise ocorrem as deposições nos respectivos cátodos. Com base nessas informações pode-se afirmar que a relação entre as massas de Ni e de Au depositadas é:
- 0,29
 - 0,45
 - 0,65
 - 1,0
 - 2,2

49. (Unicamp-SP) Augusto dos Anjos (1884-1914) foi um poeta brasileiro que, em muitas oportunidades, procurava a sua inspiração em fontes de ordem científica. A seguir transcrevemos a primeira estrofe do seu soneto intitulado "Perfis Chaleiras". Nestes versos, Augusto dos Anjos faz uso de palavras da química:

"O oxigênio eficaz do ar atmosférico,
O calor e o carbono e o amplo éter são
Valem três vezes menos que este Américo
Augusto dos Anzóis Sousa Falcão..."

- Uma das palavras se refere a um gás cujas moléculas são diatômicas e que é essencial para o processo respiratório dos animais. Escreva a fórmula desse gás.
- Outra palavra se refere a uma mistura gasosa. Um dos constituintes dessa mistura está presente em quantidade muito maior que os demais. Escreva a fórmula do constituinte majoritário da mistura gasosa e forneça também a porcentagem em volume do mesmo nessa mistura.
- Uma terceira palavra diz respeito a um elemento químico que, pela característica de poder formar cadeias e pela combinação com outros elementos, principalmente hidrogênio, oxigênio e nitrogênio, constitui a maioria dos compostos orgânicos que possibilitam a existência de vida em nosso planeta. Escreva o nome desse elemento químico.
- Há uma quarta palavra que não foi utilizada com o sentido que tem em química. Quando utilizada em química, significa uma função característica de uma série homóloga em química orgânica. Escreva a fórmula estrutural do primeiro composto dessa série homóloga.

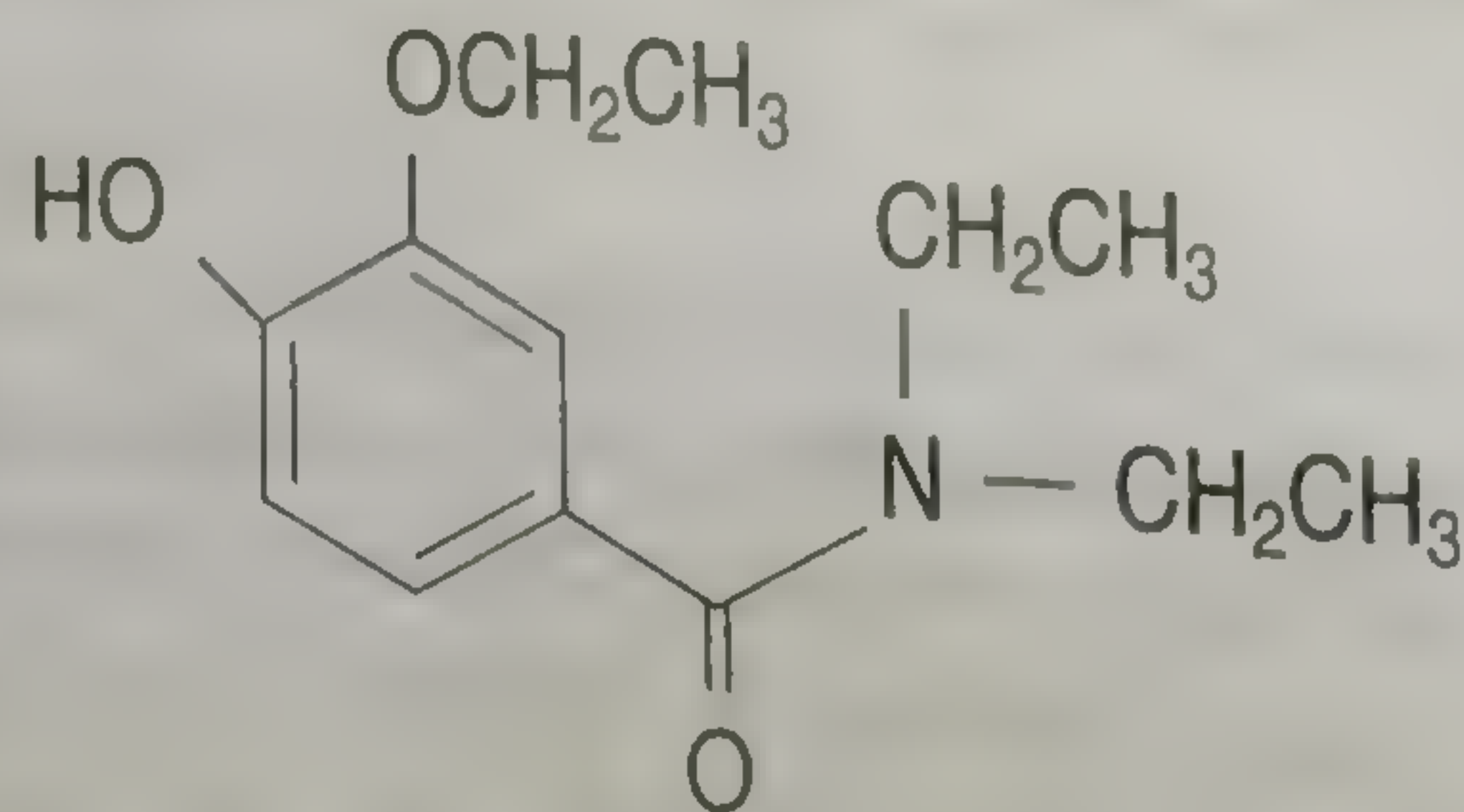
50. (Vunesp-SP) O aminoácido triptofano, de fórmula estrutural:



se transforma no neurotransmissor serotonina após sofrer duas reações, uma de hidroxilação do anel benzênico e outra de descarboxilação (perda de CO_2). A molécula de serotonina apresenta as funções químicas:

- álcool e amida.
- álcool e cetona.
- ácido e amida.
- fenol e amina.
- fenol e ácido.

51. (UFES) O estimulante cardíaco e respiratório metamivam, cuja fórmula estrutural é:



apresenta as funções:

- éter, álcool e amida.
- éster, fenol, cetona e amina.
- éter, fenol e amida.
- éster, álcool, cetona e amida.
- éter, fenol, cetona e amida.

EXERCÍCIOS

isômeros planos do composto de fórmula molecular C_3H_8O é:

c) 4
d) 5
e) 6

afirmações:

I. isômero da propanona.
II. isômero do 2-propanol.
III. isômero do 2-propanol.
IV. isômero da trimetilamina.

d) apenas II e IV
e) apenas III e IV

usada como desinfetante, contém cresóis, que são hidroximetilbenzenos com fórmula C_7H_8O . Esses cresóis apresentam isomeria:

d) de posição e de função.
e) de função e metameria.

Essa substância se refere a derivados do ácido propiônico.

Entre os isômeros estruturais dos isômeros que podem ser obtidos a partir do ácido propiônico, há um que possui um átomo de hidrogênio ligado a carbono por um grupo $-OH$. Esse isômero, obtido no item a, apresenta também atividade óptica e é conhecido como ácido lático. Com base nessas informações, escreva o nome oficial do ácido lático.

Essa substância natural de fórmula estrutural:

$$\begin{array}{c} O \\ || \\ C - H \end{array}$$

52. (FEI-SP) O número de isômeros planos do composto de fórmula molecular C_3H_8O é:

- a) 2 c) 4 e) 6
b) 3 d) 5

53. (ITA-SP) Considere as afirmações:

- I – Propanal é um isômero da propanona.
II – Etil-metil-éter é um isômero do 2-propanol.
III – 1-propanol é um isômero do 2-propanol.
IV – Propilamina é um isômero da trimetilamina.

Estão corretas:

- a) todas
b) apenas I, II e III
c) apenas I e II
d) apenas II e IV
e) apenas III e IV

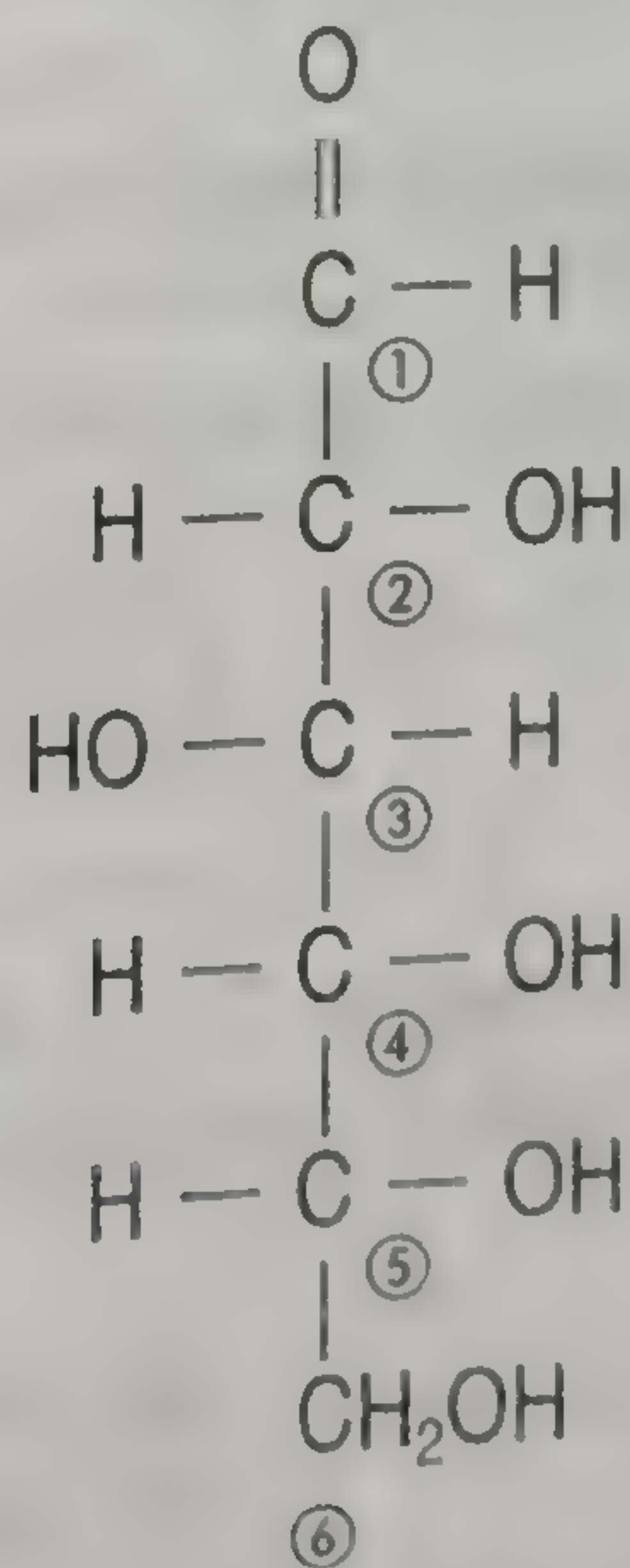
54. (UFRGS) A creolina, usada como desinfetante, contém cresóis, que são hidroximetilbenzenos de fórmula molecular C_7H_8O . Esses cresóis apresentam isomeria:

- a) de função e de cadeia.
b) de cadeia e tautomeria.
c) de cadeia e de posição.
d) de posição e de função.
e) de função e metameria.

55. (Vunesp-SP) Esta questão se refere a derivados do ácido propiônico.

- a) Escreva as fórmulas estruturais dos isômeros que podem ser obtidos a partir do ácido propiônico, substituindo-se um átomo de hidrogênio ligado a carbono por um grupo — OH.
- b) Um dos isômeros obtidos no item a apresenta também atividade óptica e é conhecido como ácido láctico. Com base nessas informações, escreva o nome oficial do ácido láctico.

56. (Vunesp-SP) Considere a substância natural de fórmula estrutural:



- a) Quais são os grupos funcionais existentes nessa molécula?
b) Indique os átomos de carbonos assimétricos dessa molécula.

57. (UFMG) Em relação à combinação de um átomo de hidrogênio e um átomo de flúor para formar uma molécula, a afirmação errada é:

- a) A ligação entre os átomos na molécula é predominantemente covalente.
b) A ligação entre os átomos na molécula é uma ligação simples.

- c) Os elétrons de ligação são atraídos igualmente pelos dois núcleos.
- d) A formação da ligação é um fenômeno que libera energia.
- e) Dois elétrons de valência estão envolvidos na formação da ligação.

58. (UFU-MG) O composto formado por oxigênio e magnésio, entre outras propriedades, deve:

- a) ser sólido à temperatura ambiente e apresentar baixo ponto de fusão.
- b) ser líquido à temperatura ambiente e conduzir a corrente elétrica.
- c) ser líquido à temperatura ambiente e dissolver-se em tetracloreto de carbono.
- d) apresentar elevado ponto de fusão e conduzir a corrente elétrica no estado sólido.
- e) apresentar elevado ponto de fusão e caráter básico.

59. A temperatura de ebulição de um líquido:

- I – Diminui com o aumento da força da ligação intramolecular.
- II – Aumenta com o aumento da força da ligação intermolecular.
- III – Aumenta com o aumento da pressão exercida sobre o líquido.
- IV – Diminui com o aumento da quantidade de sólido dissolvido.

Estão corretas as afirmações:

- a) apenas I e II
- b) apenas I e IV
- c) apenas III e IV
- d) apenas II e III
- e) todas

60. (FEI-SP) A mistura líquida constituída por benzeno e tolueno pode ser separada por:

- a) decantação.
- b) destilação fracionada.
- c) centrifugação.
- d) levigação.
- e) sifonação.

61. (Fatec-SP) O composto pouco miscível com água é:

- a) H_2CO
- b) CH_3OH
- c) H_3CNH_2
- d) HCOOH
- e) $\text{H}_3\text{C} - \text{O} - \text{CH}_3$

62. (Mack-SP) Um vinho, quando guardado em garrafa aberta, "azedado" após certo tempo, transformando-se em vinagre.

Esse fenômeno ocorre porque, no álcool contido no vinho, ocorre uma:

- a) oxidação.
- b) redução.
- c) desidratação intermolecular.
- d) evaporação.
- e) hidratação.

63. (FEI-SP) Um alceno de fórmula molecular C_5H_{10} , ao ser oxidado com solução ácida de permanganato de potássio, deu origem a acetona e ácido etanóico em proporção equimolar. O nome do alceno é:

- a) 1-penteno.
- b) 2-penteno.
- c) 2-metil-1-buteno.
- d) 2-metil-2-buteno.
- e) 2-etilpropeno.

64. (FEI-SP) Um hidrocarboneto A, de fórmula C_5H_{12} , sofre desidrogenação em presença de um catalisador adequado, formando um hidrocarboneto B. A adição de água ao composto B forma um álcool terciário. Então:

- a) o hidrocarboneto A é o pentano.
- b) o hidrocarboneto B é o 1-pentano.

EXERCÍCIOS COMPLEMENTARES

- c) o álcool é o 2-metil-2-butanol.
d) o hidrocarboneto A é o 2,2-dimetilpropano.
e) o álcool é o 2-pentanol.

65. (ITA-SP) Numa solução aquosa 0,100 mol/L de um ácido monocarboxílico, a 25 °C, o ácido está 3,7% dissociado após o equilíbrio ter sido atingido. Assinale a opção que contém o valor correto da constante de dissociação desse ácido nessa temperatura.

- a) 1,4
b) $1,4 \cdot 10^{-3}$
c) $1,4 \cdot 10^{-4}$
d) $3,7 \cdot 10^{-2}$
e) $3,7 \cdot 10^{-4}$

66. (Unicamp-SP) A equação abaixo representa, de maneira simplificada e incompleta, a formação de aldeídos na oxidação que ocorre em gorduras insaturadas, fenômeno responsável pelo aparecimento de gosto ruim (ranço), por exemplo, na manteiga.



a) Escreva a equação química completa.

Para evitar a deterioração dos alimentos, inclusive em função da reação acima, muitas embalagens são hermeticamente fechadas sob nitrogênio ou sob uma quantidade de ar muito pequena. Além disso, nos rótulos de diversos produtos alimentícios embalados dessa forma, encontram-se, freqüentemente, informações como:

Validade: 6 meses da data de fabricação,
se não for aberto.
Após aberto deve ser guardado, de preferência,
em geladeira e consumido em até 5 dias.
Contém antioxidante.

Pode-se dizer que o antioxidante é uma substância, colocada no produto alimentício, que reage "rapidamente" com oxigênio.

Baseando-se nas informações anteriores, responda em termos químicos:

- b) Por que esse prazo de validade diminui muito após a abertura da embalagem?
c) Por que a recomendação de guardar o alimento em geladeira depois de aberto?

67. (Unitau-SP) As gorduras são constituídas essencialmente de:

- a) aldeídos.
b) éteres.
c) cetonas.
d) ésteres.
e) aminoácidos.

Cesesp-PI
Cesgran

EEM-SP

Efei-MG

Esal-MG

ESAM-R

ESPM-S

Faap-SP

Fac. Zona

Fatec-SP

FCC-SP

FCM

FEBASP

FEI-SP

Fesp/UPI

FOC-SP

FUCMT

Fuvest-S

ITA-SP

Mack-SP

Odonto, Di

OSEC-S

PUC-RS

PUCCAM

Santa Ca

SIGNIFICADO DAS SIGLAS

Cesesp-PE	Centro de Estudos Superiores do Estado de Pernambuco
Cesgranrio-RJ	Centro de Seleção de Candidatos ao Ensino Superior do Grande Rio
EEM-SP	Escola de Engenharia Mauá
Efei-MG	Escola Federal de Engenharia de Itajubá
Esal-MG	Escola Superior de Agricultura de Lavras
ESAM-RN	Escola Superior de Agricultura de Mossoró
ESPM-SP	Escola Superior de Propaganda e Marketing
Faap-SP	Fundação Armando Álvares Penteado
Fac. Zona Leste-SP	Faculdade da Zona Leste
Fatec-SP	Faculdade de Tecnologia
FCC-SP	Fundação Carlos Chagas
FCM	Faculdade de Ciências Médicas de Minas Gerais
FEBASP-SP	Faculdade de Belas Artes de São Paulo
FEI-SP	Faculdade de Engenharia Industrial
Fesp/UPE	Fundação Universidade de Pernambuco
FOC-SP	Faculdade Oswaldo Cruz
FUCMT	Faculdades Unidas Católicas de Mato Grosso
Fuvest-SP	Fundação para o Vestibular da Universidade de São Paulo
ITA-SP	Instituto Tecnológico da Aeronáutica
Mack-SP	Universidade Mackenzie
Odonto. Diamantina-MG	Faculdade Federal de Odontologia de Diamantina
OSEC-SP	Organização Santamarense de Educação e Cultura
PUC-RS	Pontifícia Universidade Católica do Rio Grande do Sul
PUCCAMP-SP	Pontifícia Universidade Católica de Campinas
Santa Casa-SP	Faculdade de Ciências Médicas da Santa Casa de São Paulo

UCMG	Universidade Católica de Minas Gerais
UCS	Universidade de Caxias do Sul
UECE	Universidade Estadual do Ceará
UEL-PR	Universidade Estadual de Londrina
UEPG	Universidade Estadual de Ponta Grossa
UFBA	Universidade Federal da Bahia
UFMA	Universidade Federal do Maranhão
UFMG	Universidade Federal de Minas Gerais
UFMT	Universidade Federal do Mato Grosso
UFPA	Universidade Federal do Pará
UFPR	Universidade Federal do Paraná
UFRGS	Universidade Federal do Rio Grande do Sul
UFRJ	Universidade Federal do Rio de Janeiro
UFSCar	Universidade Federal de São Carlos
UFU-MG	Universidade Federal de Uberlândia
UFV-MG	Universidade Federal de Viçosa
UMC-SP	Universidade de Moji das Cruzes
UnB	Universidade de Brasília
Unesp-SP	Universidade Estadual Paulista
Unicamp-SP	Universidade Estadual de Campinas
Unip-SP	Universidade Paulista Objetivo
Unisinos	Universidade do Vale do Rio dos Sinos
Unitau-SP	Universidade de Taubaté
USJT-SP	Universidade São Judas Tadeu
Vunesp-SP	Fundação para o Vestibular da Universidade Estadual Paulista

RESPOSTAS DOS EXERCÍCIOS

309

Católica de Minas Gerais
e Caxias do Sul
Estadual do Ceará
Estadual de Londrina
Estadual de Ponta Grossa
Federal da Bahia
Federal do Maranhão
Federal de Minas Gerais
Federal do Mato Grosso
Federal do Pará
Federal do Paraná
Federal do Rio Grande do Sul
Federal do Rio de Janeiro
Federal de São Carlos
Federal de Uberlândia
Federal de Viçosa
de Moji das Cruzes
de Brasília
Estadual Paulista
Estadual de Campinas
Paulista Objetivo
do Vale do Rio dos Sinos
de Taubaté
de São Judas Tadeu
para o Vestibular da Universidade

11/11/11

1. Ob
net
2. Me
3. Ob
4. Ob
a)
b)
c)
d)
- Int
a)
b)
c)
1. To
3. a)
b)
4. a)
b)
c)
5. a
b
6. a
b
7. a
b
c
d
8. A
9. a
b
c
d
e

RESPOSTAS

1

Química: iniciação às atividades científicas

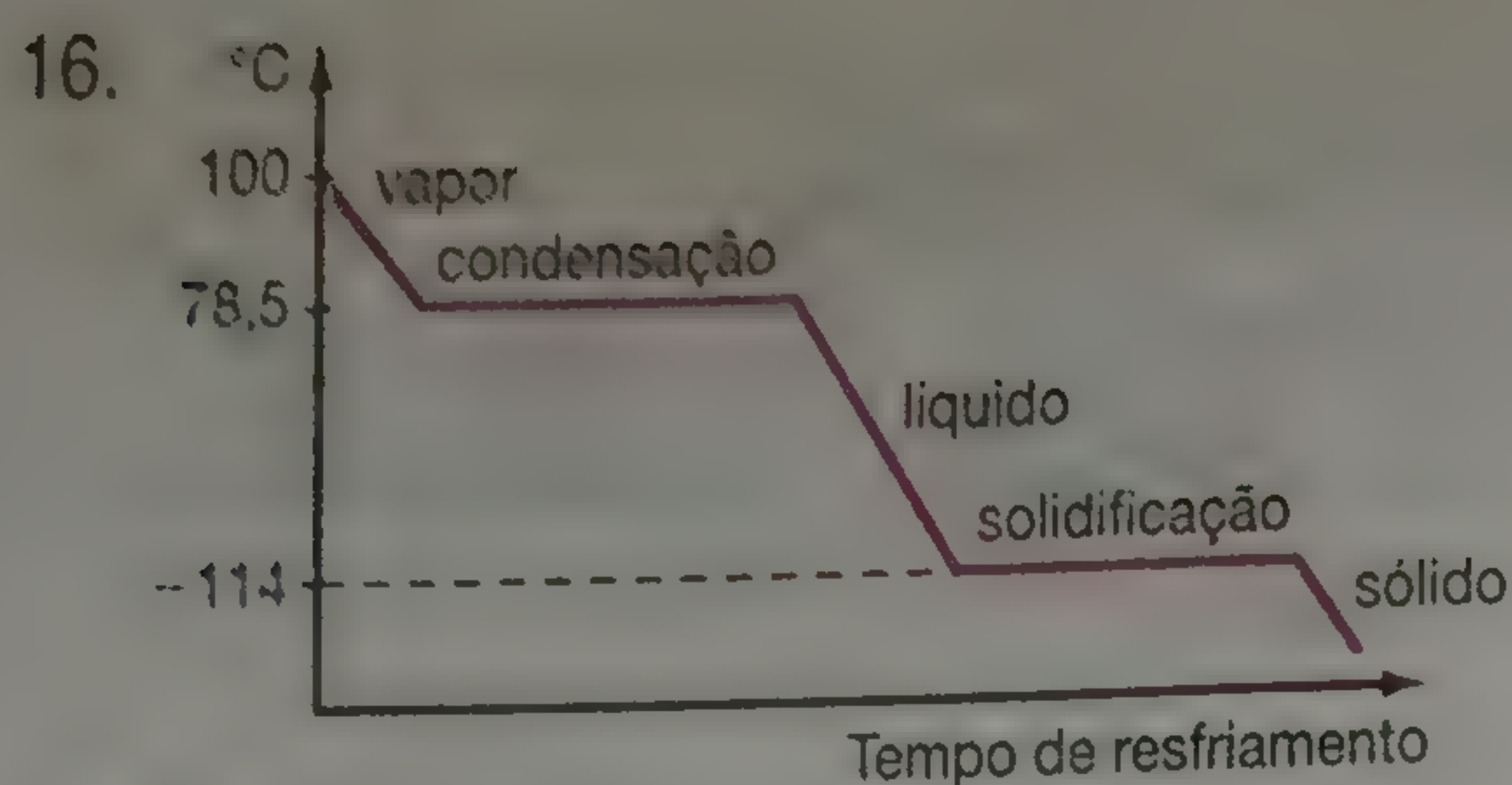
1. Observação, hipótese, experimentação, generalização, teoria e modelo e comunicação.
2. Método científico.
3. Observação e hipótese.
4. Observação
 - a) A grafite do lápis está quebrada.
 - b) O prego é comprido e ficou enferrujado.
 - c) Quando a vela está acesa aparece um líquido.
 - d) Quando se queima papel, forma-se um sólido preto.
- Interpretação
 - a) Porque caiu várias vezes no chão.
 - b) Devido à umidade do ar.
 - c) Devido ao calor da chama.
5. a) Observação c) Observação
b) Interpretação d) Observação
6. Alternativa a.
7. Pessoal.
8. Pessoal.
9. Pessoal.
10. Pessoal.
11. Pessoal.
12. Pessoal.
13. Pessoal.
14. Pessoal.

2

Química: noções fundamentais

1. Total: 0,817 g 2. 6,47 kg
3. a) 200 mg c) 0,012 kg
b) 25 000 g d) 0,211 g
4. a) $5,0 \cdot 10^9 \text{ kg} \Rightarrow 5,0 \cdot 10^{12} \text{ g}$
b) $1,2 \cdot 10^9 \text{ kg} \Rightarrow 1,2 \cdot 10^{12} \text{ g}$
c) $1,0 \cdot 10^9 \text{ kg} \Rightarrow 1,0 \cdot 10^{12} \text{ g}$
- Ordem crescente de produção:

soda cáustica (NaOH)	< amônia (NH ₃)	< ácido sulfúrico (H ₂ SO ₄)
-------------------------	--------------------------------	--------------------------------------------------------
5. a) $5 \cdot 10^3 \text{ L}$; $5 \cdot 10^6 \text{ cm}^3$
b) $8 \cdot 10^3 \text{ L}$
6. a) Aberto. c) Aberto. e) Isolado.
b) Aberto. d) Fechado.
7. a) Químico. e) Físico. h) Químico.
b) Físico. f) Físico. i) Químico.
c) Químico. g) Físico. j) Químico.
d) Químico.
8. A naftalina sublima.
9. a) Sódio. f) Fósforo
b) Ferro. g) Prata.
c) Platina. h) Antimônio.
d) Mercúrio. i) Magnésio.
e) Manganês. j) Potássio.
10. a) F e) As h) Ge
b) C f) Cs i) W
c) Si g) Pt j) Pd
d) Cu
11. a) Simples. d) Simples.
b) Composta. e) Composta.
c) Composta.
12. Alternativa a.
13. a) 8 átomos; 1 elemento; 4 moléculas; 1 substância simples; nenhuma substância composta.
b) 6 átomos; 2 elementos; 3 moléculas; nenhuma substância simples; 1 substância composta.
c) 7 átomos; 1 elemento; 3 moléculas; 2 substâncias simples; nenhuma substância composta.
d) 10 átomos; 2 elementos; 4 moléculas; 2 substâncias simples; 1 substância composta.
14. a) IV; b) II, III; c) III; d) I, II, IV
15. a) Organolética. b) Física.
c) Organolética e funcional. d) Geral.
e) Química. f) Física.
g) Organolética - funcional. h) Física.



17. Alternativa a.
 18. Alternativa a.
 19. Alternativa b.
 20. Amostras de mesma substância na mesma temperatura têm a mesma densidade.
 I) $d = 11,4 \text{ g/cm}^3$
 II) $d = 11,4 \text{ g/cm}^3$
 III) $d = 11,4 \text{ g/cm}^3$
 21. a) $d_{\text{H}_2\text{O}} = 1,00 \text{ g/mL}$
 $d_{\text{álcool}} = 0,79 \text{ g/mL}$
 $d_{\text{glicerina}} = 1,29 \text{ g/mL}$
 $d_{\text{mercúrio}} = 13,5 \text{ g/mL}$
 $d_{\text{alumínio}} = 2,70 \text{ g/mL}$
 b) O líquido mais denso é o mercúrio ($13,5 \text{ g/mL}$); o menos denso é o álcool ($0,79 \text{ g/mL}$).
 22. Porque o chumbo, sendo mais denso que a água, afunda, fazendo com que a ponta da linha também afunde.
 23. a) Mistura homogênea.
 b) Substância pura.
 c) Substância pura.
 d) Mistura homogênea.
 e) Mistura homogênea.
 f) Mistura heterogênea.
 g) Mistura heterogênea.
 h) Substância pura.
 i) Mistura homogênea.
 j) Substância pura.
 24. Decantação. Destilação simples.
 25. Alternativa e.

26. Alternativa d.
 27. O sistema é formado por uma substância pura ou por uma mistura eutética.
 28. Alternativa a.
 A mistura de dois gases ($\text{SO}_2 + \text{O}_2$) e a de álcool(l) e água(l) formam sempre um sistema homogêneo independentemente das quantidades das substâncias envolvidas.
 O sistema III (água e sacarose) só é homogêneo quando a sacarose não está presente numa quantidade muito grande em relação à água.
 O sistema IV (água e gasolina) forma um sistema bifásico.
 29. Alternativa b.
 30. Alternativa a.
 31. a) A filtração separa a fase sólida de uma mistura homogênea sólido-líquido. A única mistura nessas condições é a I (areia e água). Neste caso a areia fica como resíduo no papel de filtro.
 b) O filtrado da mistura III é formado por uma solução homogênea de cloreto de sódio e água. Aquecendo-se essa mistura, a água é vaporizada ficando como resíduo o cloreto de sódio sólido.
 32. a) A filtração não retira o CuSO_4 da água (mistura homogênea). O filtrado é portanto uma solução de coloração azul.
 b) A destilação separa o CuSO_4 da água. O destilado (água pura) é incolor.
 33. a) Como os dois béqueres contêm água pura e supostamente estão sob mesma pressão, a temperatura de ebulição será a mesma para ambos os sistemas (100°C sob pressão de 1 atm).
 b) O béquer I, por conter menor quantidade de água, tem sua temperatura aumentada mais rapidamente. Deverá, portanto, entrar em ebulição primeiro.

3

O átomo: da história à sua constituição

1. Detectar os pontos sobre os quais as partículas α incidiam.
2. Prótons, de natureza elétrica positiva e massa relativa igual a 1.

Nêutrons, de natureza elétrica neutra e massa relativa igual a 1.

Elétrons, de natureza elétrica negativa e massa relativa igual a $\frac{1}{1840}$ do próton.

3. a) Positiva. b) Negativa.
4. Alternativa d.
5. Para que pudesse selecionar um feixe de emissões radioativas.
6. Devido ao fato de a capacidade de penetração da partícula α não exceder a 0,06 mm de espessura.
7. Bohr – circular
Sommerfeld – circular e elíptica
8. Na 4ª camada existe uma órbita circular e três elípticas; na 5ª camada existe uma órbita circular e quatro elípticas.
9. a) Em camadas eletrônicas.
b) Não perder nem ganhar energia.
c) Ele pula para uma camada mais externa.
d) Tende a devolver a energia recebida na forma de energia radiante e retornar à camada de origem.
10. Alternativa b.
11. a) ${}^{38}_{18}\text{Ar}$ $Z = 18$, $p = 18$, $n = 20$, $e^- = 18$,
 $A = 38$
b) ${}^{40}_{20}\text{Ca}$ $Z = 20$, $p = 20$, $n = 20$, $e^- = 20$,
 $A = 40$
c) ${}^{44}_{20}\text{Ca}$ $Z = 20$, $p = 20$, $n = 24$, $e^- = 20$,
 $A = 44$
12. a) ${}^{40}_{20}\text{A}$, ${}^{42}_{20}\text{C}$ e ${}^{44}_{20}\text{D}$; ${}^{40}_{18}\text{B}$ e ${}^{38}_{18}\text{E}$
b) ${}^{40}_{20}\text{A}$ e ${}^{40}_{18}\text{B}$
c) ${}^{40}_{20}\text{A}$ e ${}^{38}_{18}\text{E}$; ${}^{40}_{18}\text{B}$ e ${}^{42}_{20}\text{C}$
13. a) $Z_A = 20$, $Z_B = 20$, $Z_C = 18$
b) $A_A = 42$, $A_B = 40$, $A_C = 40$
 $n_A = 22$, $n_B = 20$, $n_C = 22$
c) A
14. Alternativa c.
15. $A_C = 31$
16. 4p, 5s, 4d, 6s, 4f
17. a) $\frac{1s^2}{2}$, $\frac{2s^2, 2p^6}{8}$, $\frac{3s^2, 3p^6}{8}$
b) $1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6, 4s^2, 3d^8$
 $\frac{1s^2}{2}$, $\frac{2s^2, 2p^6}{8}$, $\frac{3s^2, 3p^6, 3d^8}{16}$, $\frac{4s^2}{2}$

$$c) 1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6, 4s^2, 3d^{10}, 4p^5$$

$$\frac{1s^2}{2}, \frac{2s^2, 2p^6}{8}, \frac{3s^2, 3p^6, 3d^{10}}{18}, \frac{4s^2, 4p^5}{7}$$

$$d) 1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6, 4s^2, 3d^{10}, 4p^6, 5s^2, 4d^{10}, 5p^6, 6s^2$$

$$\frac{1s^2}{2}, \frac{2s^2, 2p^6}{8}, \frac{3s^2, 3p^6, 3d^{10}}{18},$$

$$\frac{4s^2, 4p^6, 4d^{10}}{18}, \frac{5s^2, 5p^6}{8}, \frac{6s^2}{2}$$

$$18. 3s^2, 3p^6, 3d^{10}$$

$$19. 1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6, 3d^6, 4s^2 \text{ ou por ordem de energia}$$

$$1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6, 4s^2, 3d^6$$

$$20. \text{Alternativa d.}$$

$$21. \text{Alternativa c.}$$

$$22. 1, 2, 3, 4, 5, 6 \text{ e } 7$$

$$23. s, p, d, f$$

$$24. \text{Sete.}$$

$$25. \text{Cinco.}$$

$$26. -3, -2, -1, 0, +1, +2, +3$$

$$27. a) \frac{1s^2}{2}, \frac{2s^2, 2p^6}{8}$$

$$b) 1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6, 4s^2, 3d^{10}, 4p^4$$

$$\frac{1s^2}{2}, \frac{2s^2, 2p^6}{8}, \frac{3s^2, 3p^6, 3d^{10}}{18}, \frac{4s^2, 4p^4}{6}$$

$$c) 1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6, 4s^2, 3d^7$$

$$\frac{1s^2}{2}, \frac{2s^2, 2p^6}{8}, \frac{3s^2, 3p^6, 3d^7}{15}, \frac{4s^2}{2}$$

$$d) 1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6, 4s^2, 3d^{10}, 4p^6, 5s^2, 4d^{10}, 5p^6, 6s^1$$

$$\frac{1s^2}{2}, \frac{2s^2, 2p^6}{8}, \frac{3s^2, 3p^6, 3d^{10}}{18},$$

$$\frac{4s^2, 4p^6, 4d^{10}}{18}, \frac{5s^2, 5p^6}{8}, \frac{6s^1}{1}$$

$$28. 3s^2, 3p^4$$

$$29. 1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6, 4s^2, 3d^4$$

$$30. n = 4 \quad \ell = 3$$

$$31. a) 1 \text{ vazio e } 2 \text{ semipreenchidos.}$$

$$b) 4 \text{ semipreenchidos e nenhum vazio.}$$

32. 5 elétrons

33. $1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6, 4s^2, 3d^{10}, 4p^6, 5s^2, 4d^{10}, 5p^6, 6s^2, 4f^{11}$ $Z = 67$

Números quânticos:

$n = 4$ $l = 3$

$m = 0$ $s = +\frac{1}{2}$

34. Alternativa b.

35. Alternativa e.

36. Alternativa a.

37. $^{87}_{38}\text{Sr}$ (variedade atômica do estrôncio).

$^{83}_{36}\text{Kr}$ (variedade atômica do criptônio).

O átomo X tem número atômico 38 (isótopo do estrôncio) e número de massa 83 (isóbaro do criptônio).

$^{83}_{38}\text{X}$

$A = Z + N$

$83 = 38 + N$

$N = 45$

4

Elementos químicos: classificação periódica

1. Alternativa a.

2. Alternativa a.

3. ^2He : gás nobre

^{41}Nb : metal de transição

^{50}Sn : metal

^{54}Xe : gás nobre

^{61}Pm : metal de transição interna

4. Alternativa d.

5. a) família 2A ou 2 4° período

b) família 7B ou 7 4° período

c) família 7A ou 17 5° período

d) família 0 ou 18 2° período

e) família 2B ou 12 4° período

6. a) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$

$Z = 19$

b) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^3$

$Z = 23$

c) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$

$Z = 14$

d) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10}$

$Z = 48$

7. a) O

b) Po

8. a) Xe

b) Rb

9. $\text{Ra} < \text{Ba} < \text{Sr} < \text{Ca} < \text{Mg} < \text{Be}$

10. a) $\text{Se} < \text{Cu} < \text{Co} < \text{Fe} < \text{Ca}$

b) $\text{Ca} < \text{Fe} < \text{Co} < \text{Cu} < \text{Se}$

11. Alternativa e.

12. Alternativa e.

13. $\text{At} < \text{I} < \text{Br} < \text{Cl} < \text{F}$

14. a) Br

b) K

15. a) $r_{\text{Na}} > r_{\text{Na}^+}$

c) $r_{\text{O}^{2-}} > r_{\text{O}}$

b) $r_{\text{Fe}} > r_{\text{Fe}^{2+}}$

d) $r_{\text{F}^-} > r_{\text{F}}$

16. Alternativa c.

17. Alternativa b.

18. Alternativa a.

19. Alternativa e.

20. Alternativa e.

21. Alternativa e.

22. Alternativa e.

23. Alternativa d.

24. Alternativa c.

5

Ligações químicas: formação de substâncias

1. a) Na e K

c) Ca e Mg

b) O e S

d) Fe e Cl

2. Cl, Br, I, F, O, S etc.

3. Metais das famílias 1, 2, 13, 14 e 15

4. a) MgI_2

c) CaS

e) Na_2Se

b) K_3P

d) Al_2S_3

f) AlF_3

5. a) 18
b) 10

6. Alternativa

7. Alternativa

8. Alternativa

9. Alternativa

10. Alternativa

11. Pessoal.

12. Alternativas

13. a) HBr
b) H_2S
c) NCl_3

14. a) $\text{H} - \text{P} - \text{H}$
|
H

b) $\text{H} - \text{I}$
|
C

c) $\text{Cl} - \text{C} - \text{Cl}$
|
C

d) $\text{Cl} - \text{S} - \text{Cl}$
|
Br

e) $\text{Br} - \text{N} - \text{Br}$
|
Br

f) $\text{O} = \text{C} = \text{O}$

6

Reações

1. a) $3\text{F}_2 + 2\text{H}_2$

b) $2\text{Al} + 6\text{HCl}$

c) $1\text{BaO} + 1\text{H}_2\text{O}$

d) $1\text{Al}_2\text{O}_3 + 3\text{H}_2$

e) $1(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$

2. Alternativa c.

3. a) $1\text{N}_2 + 3\text{H}_2$

b) $4\text{NH}_3 + 5\text{O}_2$

c) $1\text{Na}_2\text{S} + 2\text{HCl}$

4. Alternativa a.

RESPOSTAS

OS EXERCÍCIOS

505

5. a) 18 c) 2 e) 36
b) 10 d) 28 f) 10

6. Alternativa b.

7. Alternativa b.

8. Alternativa a.

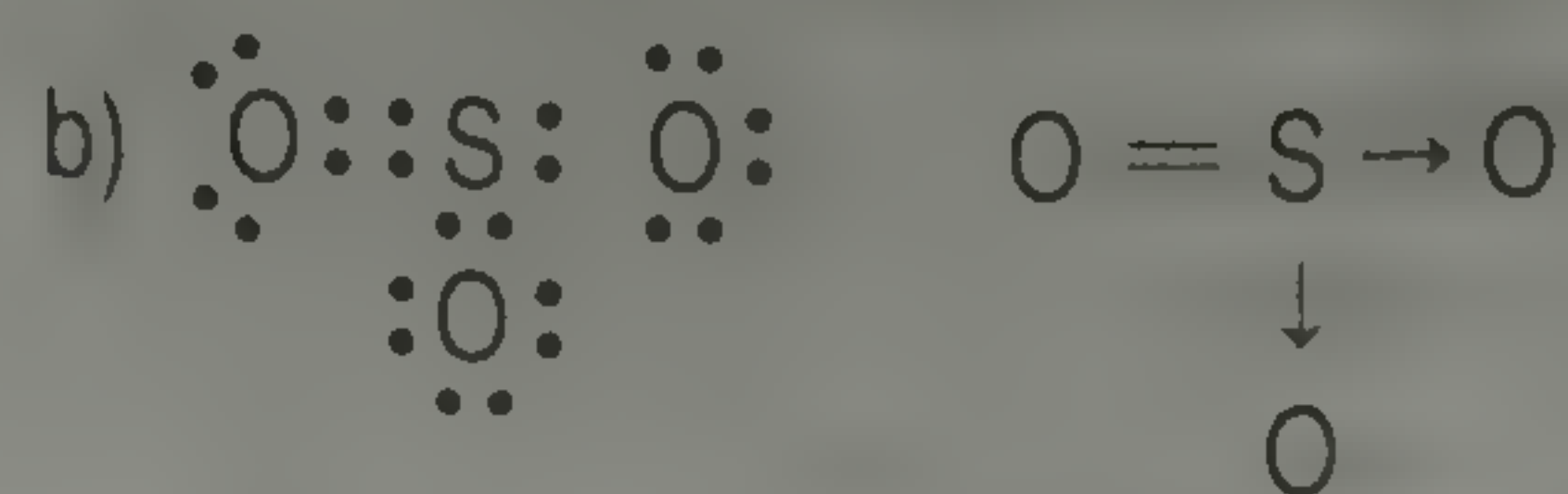
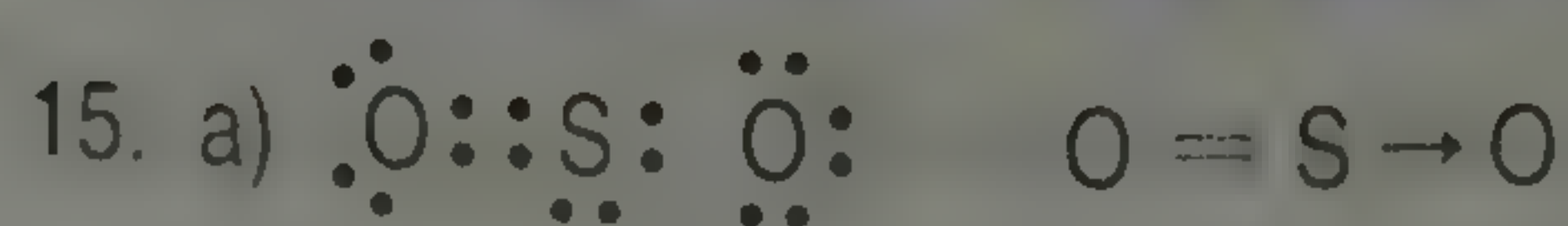
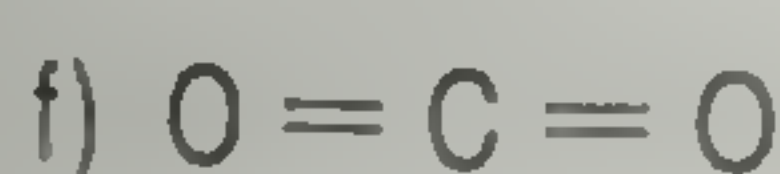
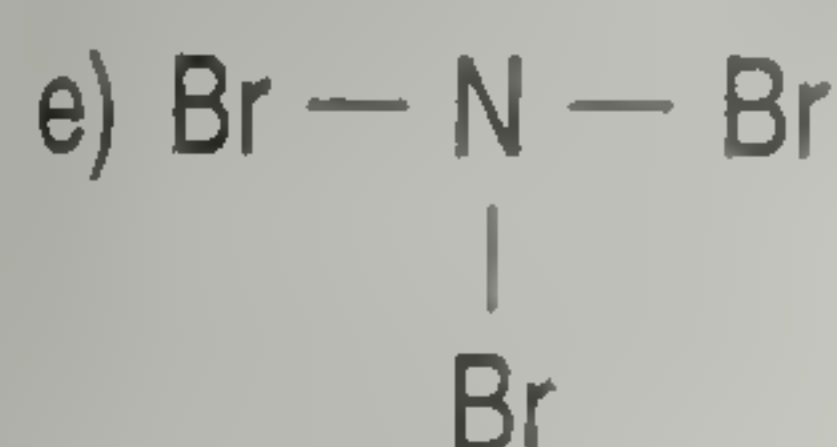
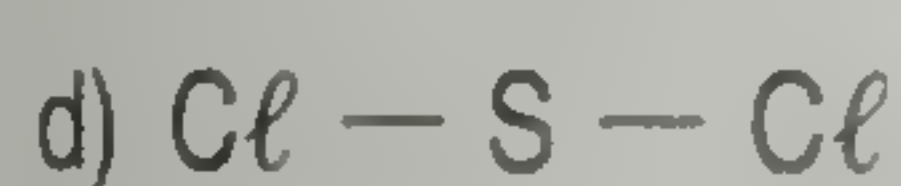
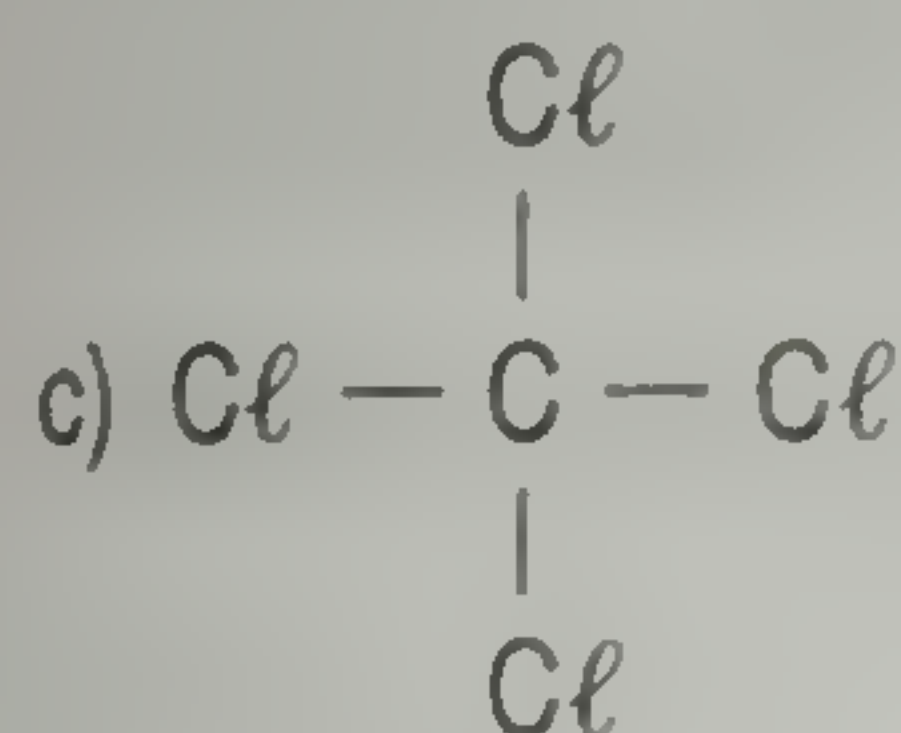
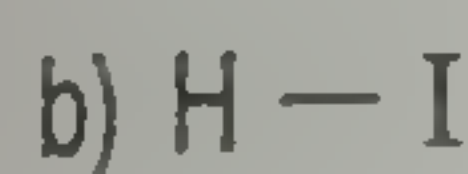
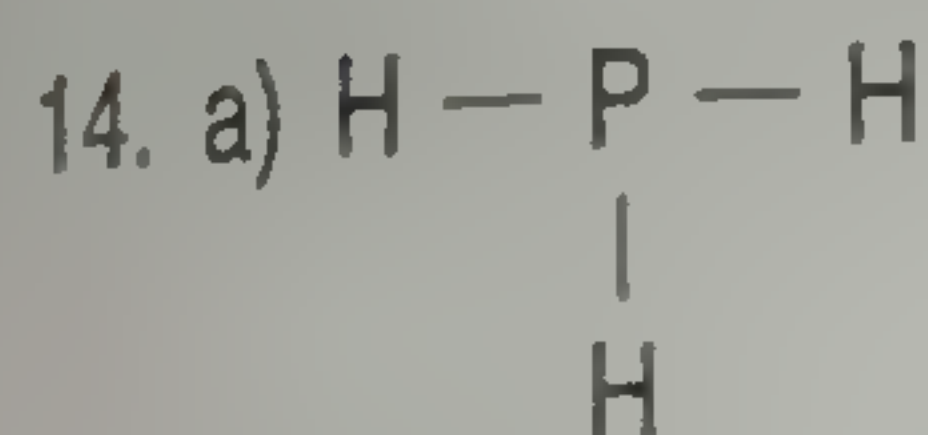
9. Alternativa b.

10. Alternativa b.

11. Pessoal.

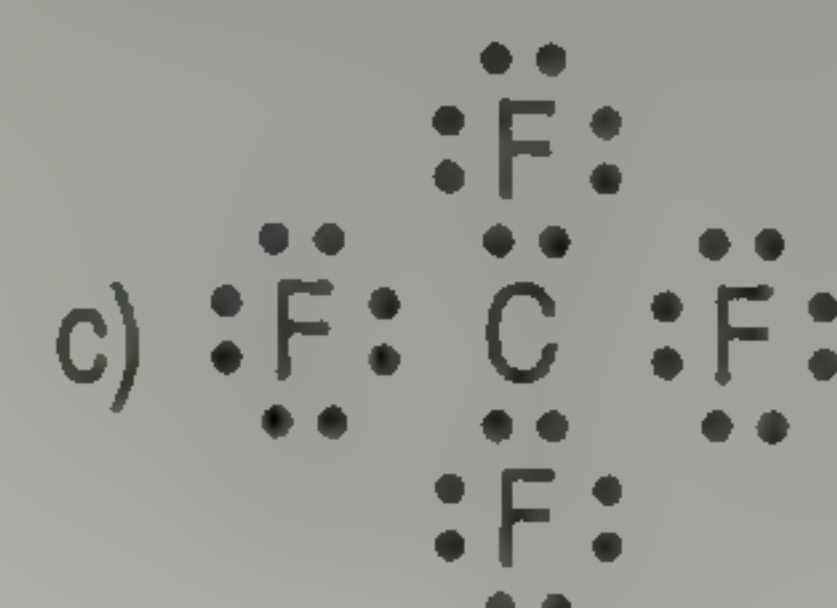
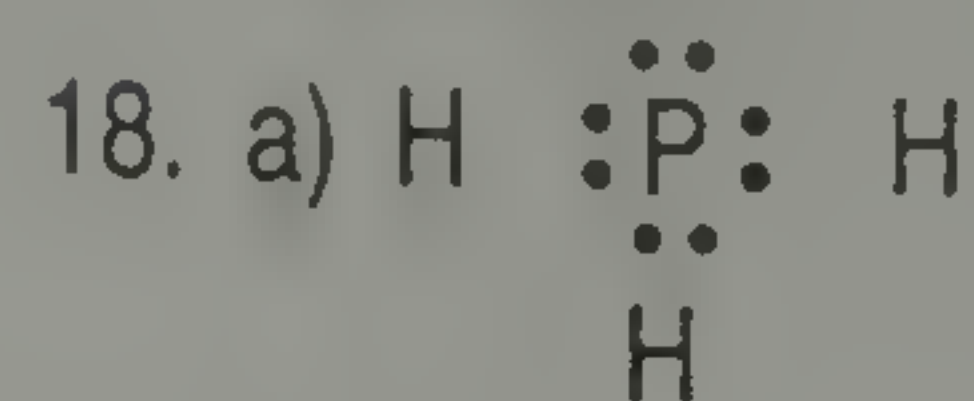
12. Alternativas a, c, f.

13. a) HBr d) PI_3
b) H_2S e) Cl_2O
c) NCl_3 f) NH_3



16. SO_2 ($\text{S} = 4 \text{ e } \text{O} = 2$) e SO_3 ($\text{S} = 6 \text{ e } \text{O} = 2$).

17. Alternativa c.



19. a) Apolar. c) Apolar. e) Polar.
b) Apolar. d) Polar. f) Polar.

20. a) HBr c) CBr_4 e) PBr_3
b) KBr d) Br_2O f) AsBr_3

21. Alternativas a, c, d, e, f.

22. Alternativa d.

23. Alternativa c.

24. Alternativa d.

25. Alternativa c.

6

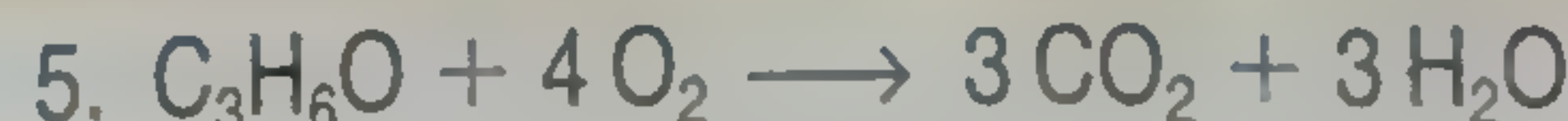
Reações químicas: transformações de substâncias

1. a) $3\text{F}_2 + 2\text{AlBr}_3 \rightarrow 2\text{AlF}_3 + 3\text{Br}_2$
b) $2\text{Al} + 6\text{HCl} \rightarrow 2\text{AlCl}_3 + 3\text{H}_2$
c) $1\text{BaO} + 1\text{H}_2\text{O} \rightarrow 1\text{Ba(OH)}_2$
d) $1\text{Al}_2\text{O}_3 + 6\text{HI} \rightarrow 2\text{AlI}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$
e) $1(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7 \rightarrow 1\text{N}_2 + 1\text{Cr}_2\text{O}_3 + 4\text{H}_2\text{O}$

2. Alternativa c.

3. a) $1\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \rightarrow 2\text{NH}_3$
b) $4\text{NH}_3 + 5\text{O}_2 \rightarrow 4\text{NO} + 6\text{H}_2\text{O}$
c) $1\text{Na}_2\text{S} + 2\text{AgNO}_3 \rightarrow 1\text{Ag}_2\text{S} + 2\text{NaNO}_3$

4. Alternativa a.



6. Alternativa d.

7. a) Reação de análise.
b) Reação de síntese.
c) Reação de dupla troca.
d) Reação de simples troca.
e) Reação de simples troca.
f) Reação de análise.
g) Reação de síntese.

8. Alternativa c.

9. Alternativa d.

10. a) $C + O_2 \rightarrow CO_2$
 b) $2H_2 + O_2 \rightarrow 2H_2O$
 c) $2Mg + O_2 \rightarrow 2MgO$
 d) $N_2 + 3H_2 \rightarrow 2NH_3$
 e) $H_2 + Cl_2 \rightarrow 2HCl$
 f) $2K + Cl_2 \rightarrow 2KCl$

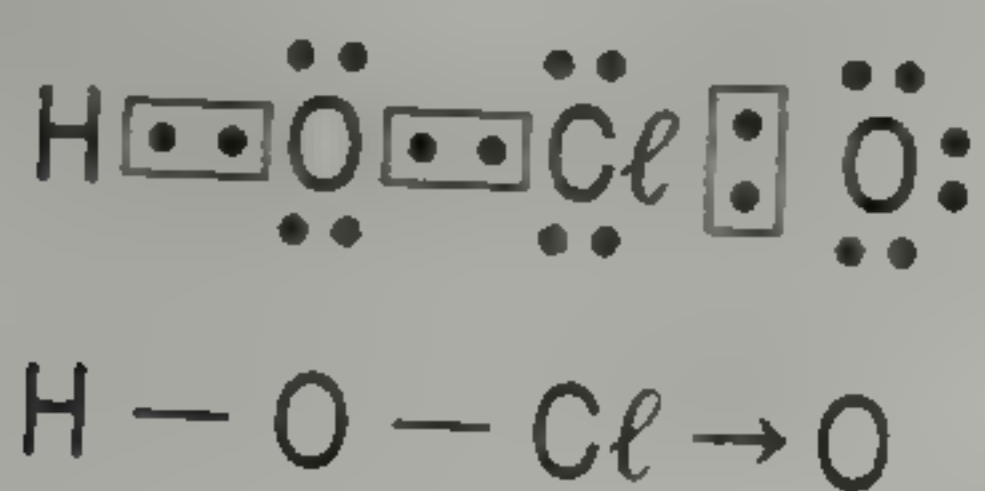
11. Alternativa d.

12. a) $H_2SO_4 + 2NaOH \rightarrow Na_2SO_4 + 2H_2O$ - Reação de dupla troca
 b) $2HCl \rightarrow H_2 + Cl_2$ - Reação de decomposição
 c) $N_2 + 3H_2 \rightarrow 2NH_3$ - Reação de síntese
 d) $2KClO_3 \rightarrow 2KCl + 3O_2$ - Reação de decomposição

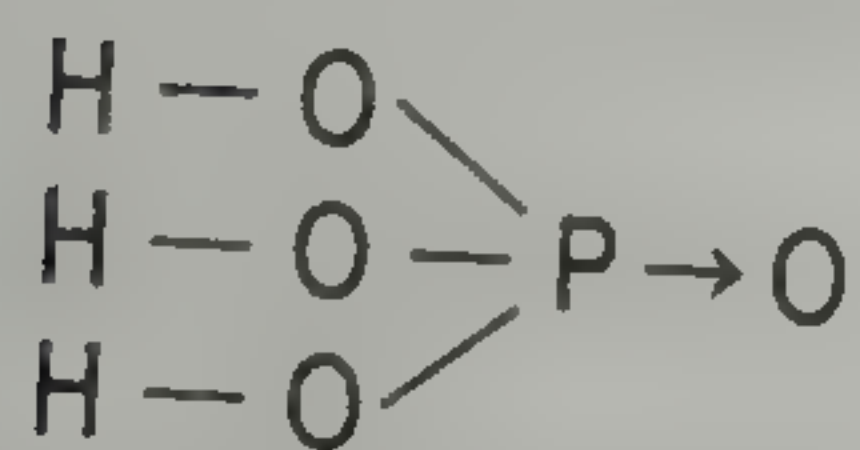
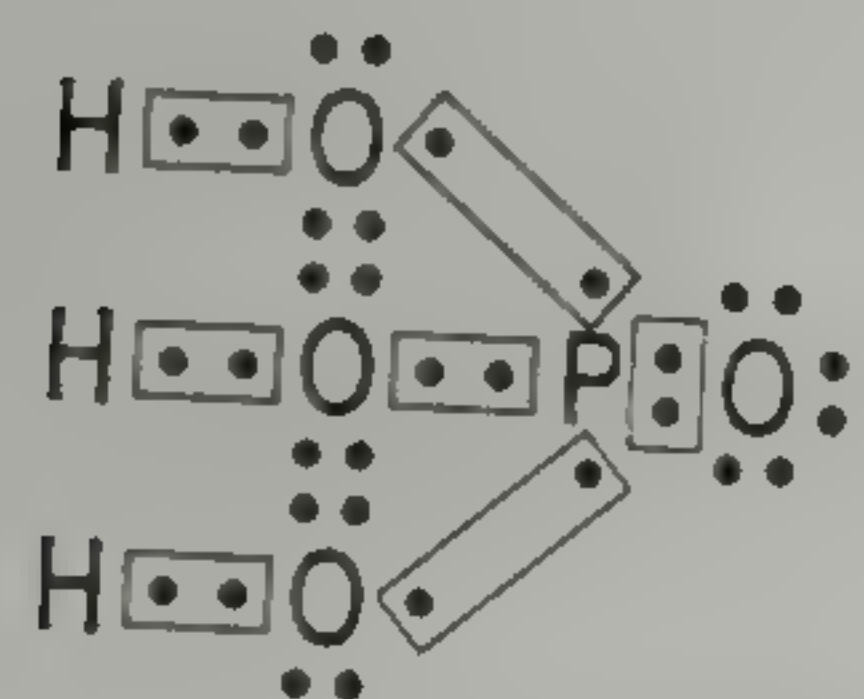
7 Funções inorgânicas: noções fundamentais

1. a) $HCl \xrightarrow{H_2O} H_{(aq)}^+ + Cl_{(aq)}^-$
 b) $HNO_2 \xrightarrow{H_2O} H_{(aq)}^+ + NO_{2(aq)}^-$
 c) $H_3PO_4 \xrightarrow{H_2O} 3H_{(aq)}^+ + PO_{4(aq)}^{3-}$
 d) $H_2SO_4 \xrightarrow{H_2O} 2H_{(aq)}^+ + SO_{4(aq)}^{2-}$

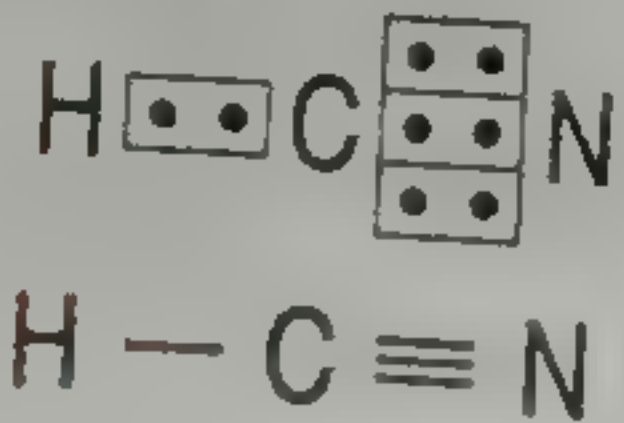
2. a) $HClO_2$



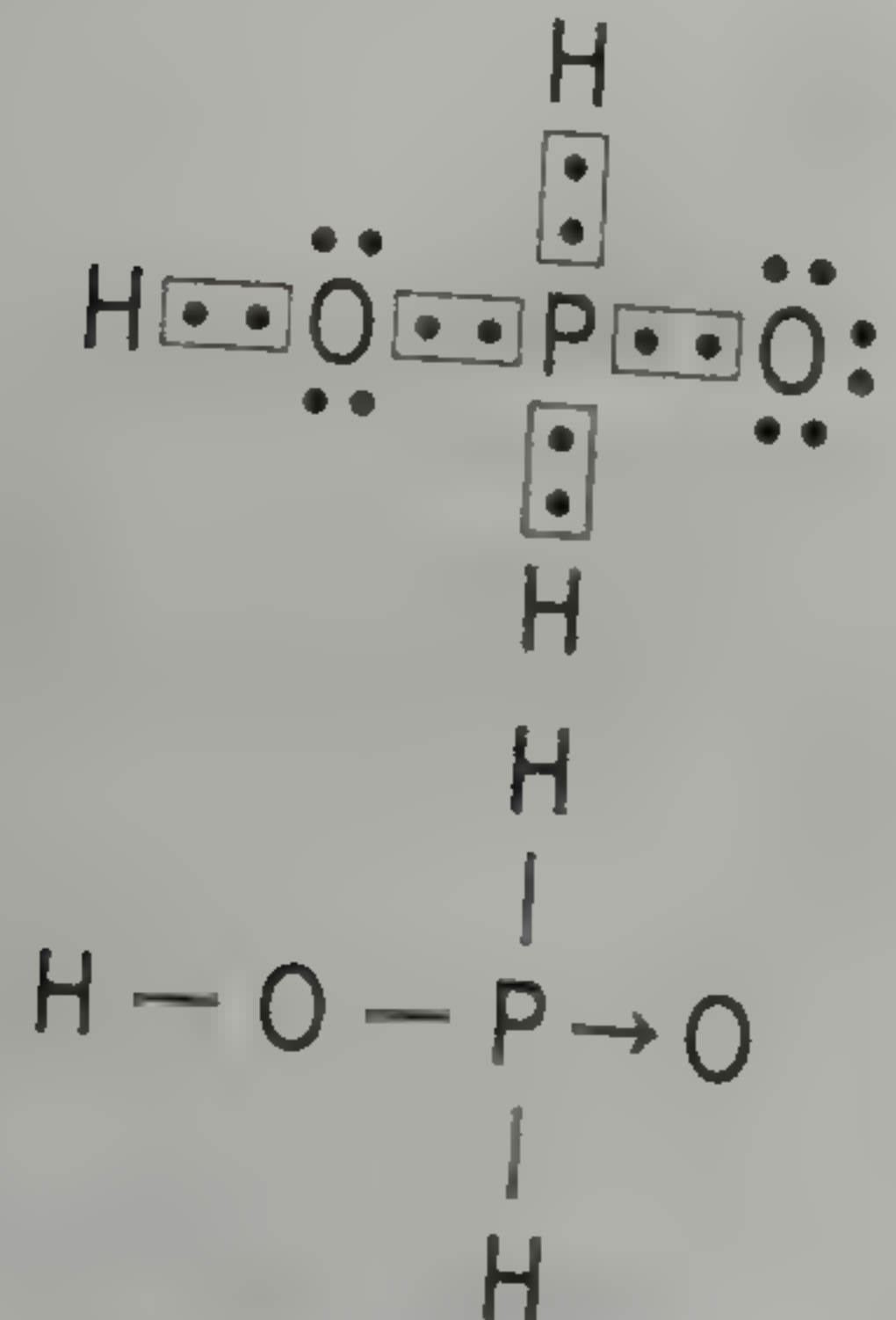
b) H_3PO_4



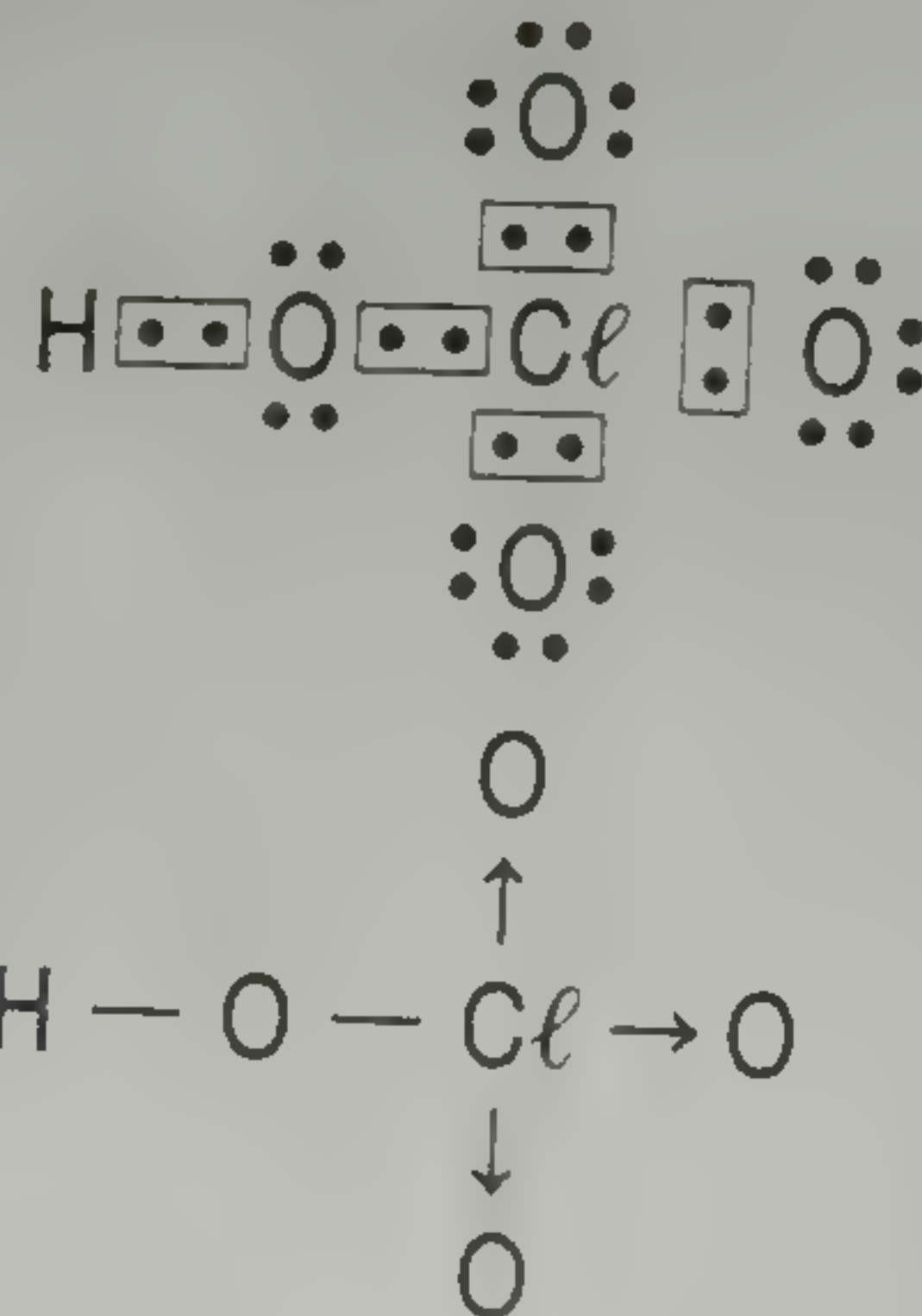
c) HCN



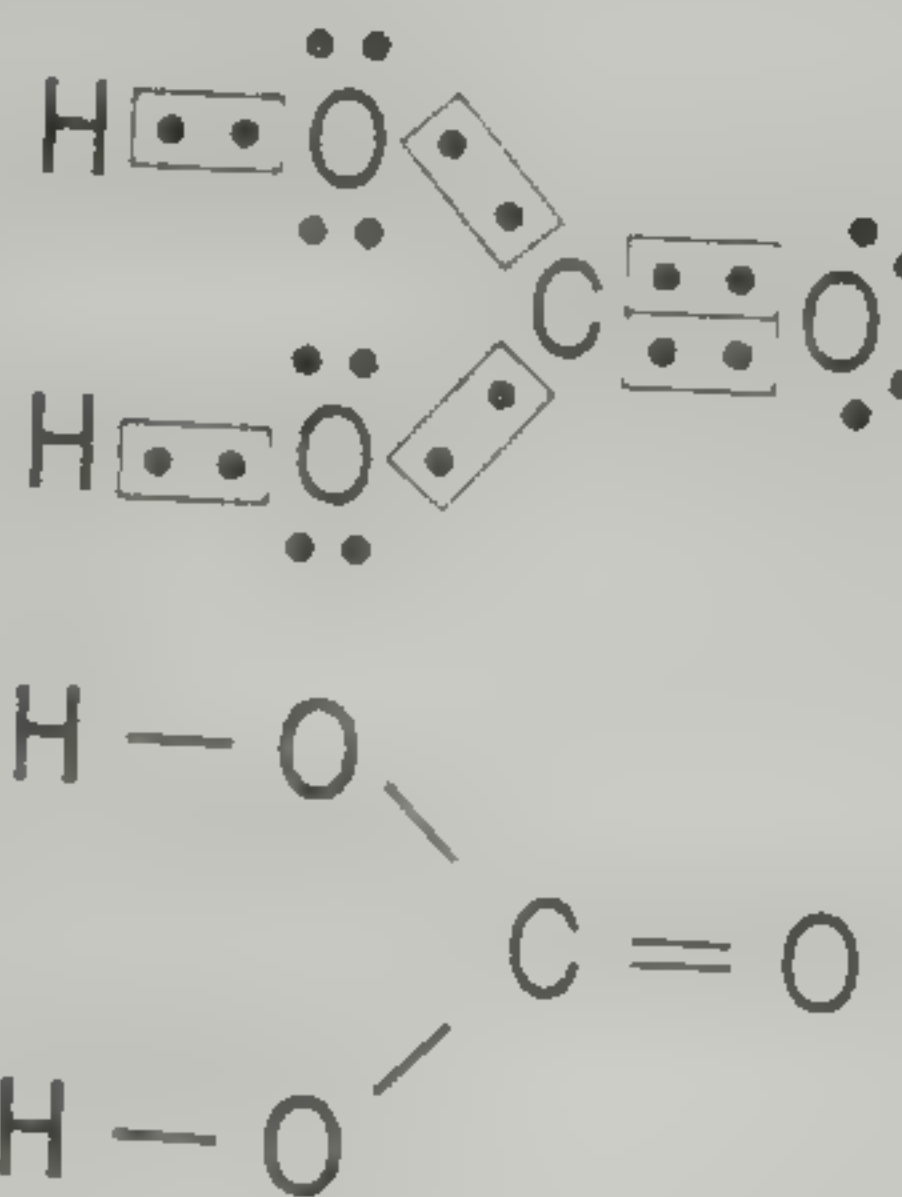
d) H_3PO_2



e) $HClO_4$



f) H_2CO_3



3. a) HCl - ácido clorídrico
 b) $HClO$ - ácido hipocloroso
 c) $HClO_4$ - ácido perclórico
 d) HCN - ácido cianídrico
 e) $HCNS$ - ácido tiocianídrico
 f) H_2CO_3 - ácido carbônico
 g) $H_3Fe(CN)_6$ - ácido ferricianídrico
 h) HNO_2 - ácido nitroso
 i) H_3PO_4 - ácido fosfórico
 j) H_3PO_3 - ácido fosforoso
 l) H_3PO_2 - ácido hipofosforoso
 m) H_2SO_3 - ácido sulfuroso

RESPOSTAS

EXERCÍCIOS

507

- n) $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_8$ – ácido persulfúrico
 o) HMnO_4 – ácido permangânico
 p) H_2SiO_3 – ácido silícico
 q) H_2CrO_4 – ácido crômico
 r) $\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ – ácido dicrômico
 s) H_3AsO_4 – ácido arsênico
 t) H_3SbO_3 – ácido antimonioso
 u) H_3BO_3 – ácido bórico
4. a) Diácido, oxiácido, inorgânico, fixo, forte.
 b) Monoácido, hidrácido, inorgânico, volátil, semiforte.
 c) Monoácido, oxiácido, inorgânico, volátil, forte.
 d) Diácido, hidrácido, inorgânico, volátil, fraco.
 e) Monoácido, hidrácido, inorgânico, volátil, fraco.
5. Ácido hipofosforoso: moderado.
 Ácido fosforoso: moderado.
 Ácido fosfórico: moderado.
6. $\text{HBrO} < \text{HClO}_2 < \text{H}_2\text{SO}_4 < \text{HClO}_4$
7. a) Não. b) Sim.
8. a) HClO_3 b) Ácido clórico.
 c) $\text{H}-\text{O}-\overset{\text{O}}{\underset{\uparrow}{\text{Cl}}}-\text{O}$
9. Alternativa c.
10. Pessoal.
11. a) Hidróxido de cobalto II ou cobaltoso.
 b) Hidróxido de ferro III ou férrico.
 c) Hidróxido de amônio.
 d) Hidróxido de bário.
 e) Hidróxido de manganês II ou manganoso.
 f) Hidróxido de alumínio.
12. a) $\text{Fe}(\text{OH})_2$ hidróxido de ferro II ou ferroso
 b) $\text{Fe}(\text{OH})_2 \xrightarrow{\text{H}_2\text{O}} \text{Fe}_{(\text{aq})}^{2+} + 2 \text{OH}_{(\text{aq})}^-$
13. a) LiOH d) $\text{Ni}(\text{OH})_2$
 b) $\text{Ca}(\text{OH})_2$ e) $\text{Au}(\text{OH})_3$
 c) $\text{Sr}(\text{OH})_2$ f) $\text{Zn}(\text{OH})_2$

14. Terminação oso: para a menor valência de cátions com mais de uma valência.
 Terminação ico: para maior valência de cátions com mais de uma valência.

15. a) $\text{KOH} \rightarrow \text{K}^+ + \text{OH}^-$
 b) $\text{Ca}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{Ca}^{2+} + 2 \text{OH}^-$
 c) $\text{Al}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{Al}^{3+} + 3 \text{OH}^-$
 d) $\text{Zn}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{Zn}^{2+} + 2 \text{OH}^-$
 e) $\text{Sn}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{Sn}^{2+} + 2 \text{OH}^-$
 f) $\text{Bi}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{Bi}^{3+} + 3 \text{OH}^-$
16. a) Dibase, parcialmente solúvel, fraca.
 b) Monobase, solúvel, forte.
 c) Tribase, insolúvel, fraca.
 d) Monobase, solúvel, fraca.
 e) Dibase, parcialmente solúvel, forte.
 f) Monobase, solúvel, forte.
17. a) Fraca. d) Fraca.
 b) Forte. e) Forte.
 c) Fraca. f) Forte.

18. Alternativas a, c, d, e.

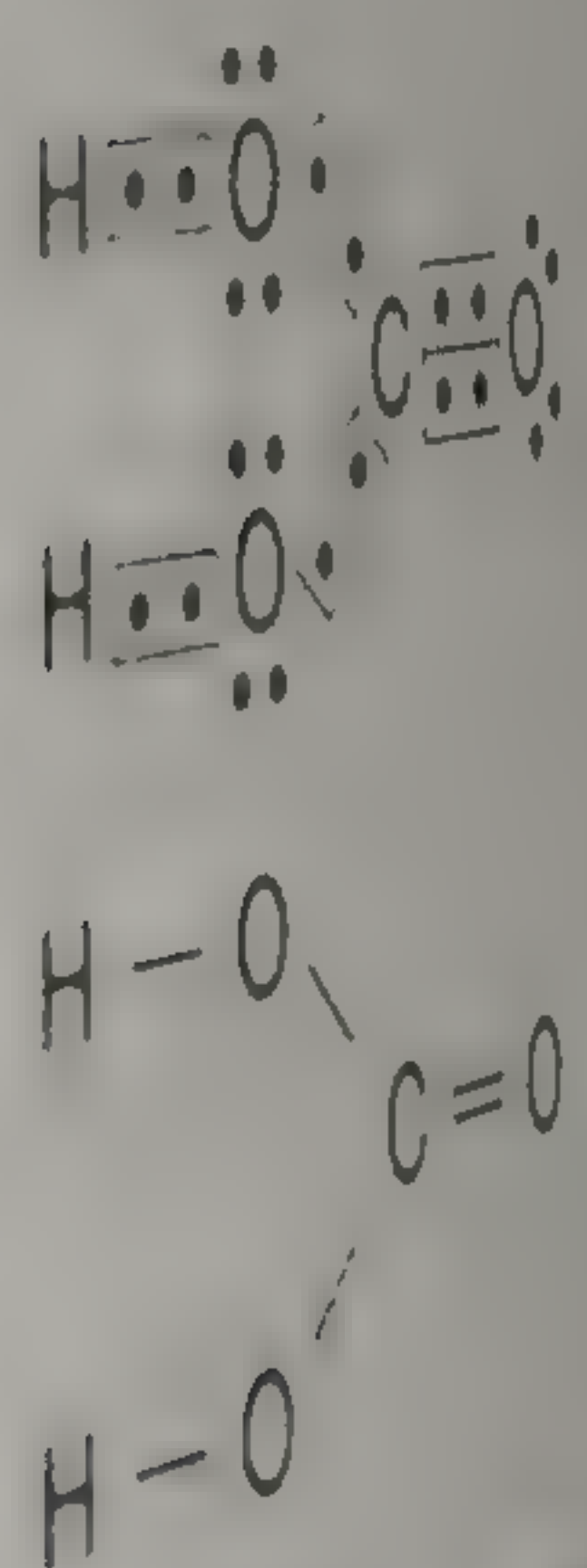
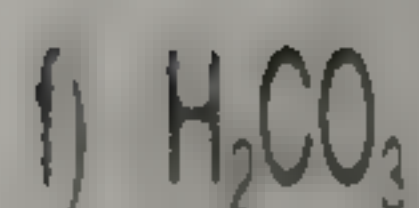
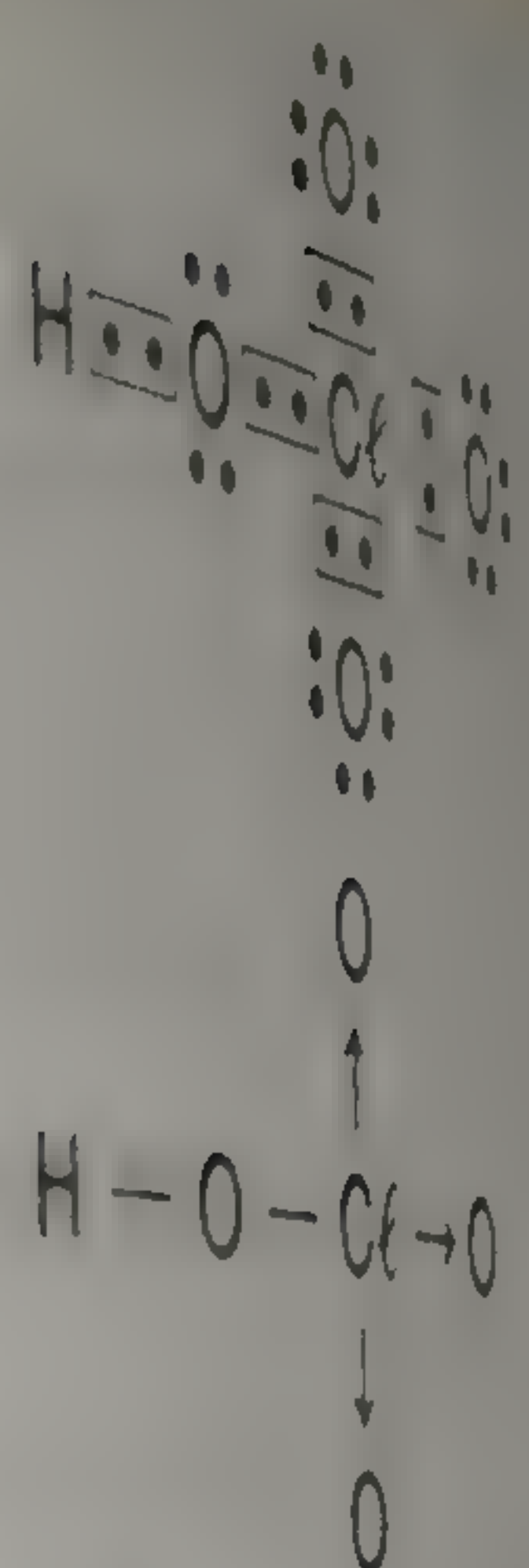
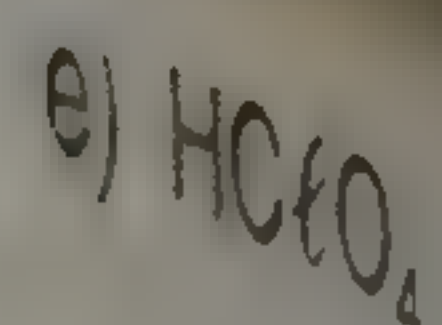
19.

	Tornassol azul	Fenolftaleína
$\text{NaOH}_{(\text{aq})}$	azul	rosa
$\text{NH}_4\text{OH}_{(\text{aq})}$	azul	rosa
$\text{HCl}_{(\text{aq})}$	vermelho	incolor
$\text{HNO}_{3(\text{aq})}$	vermelho	incolor

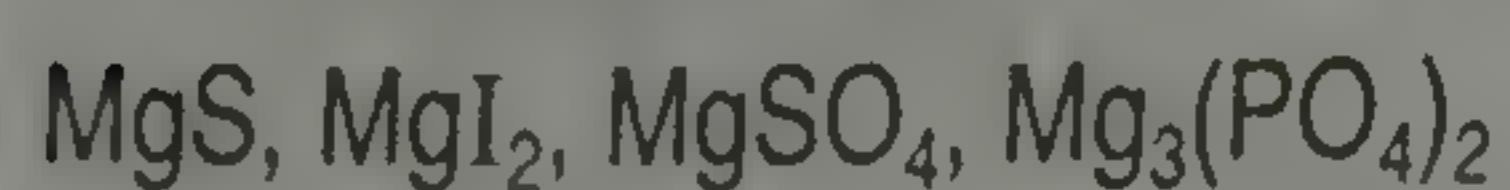
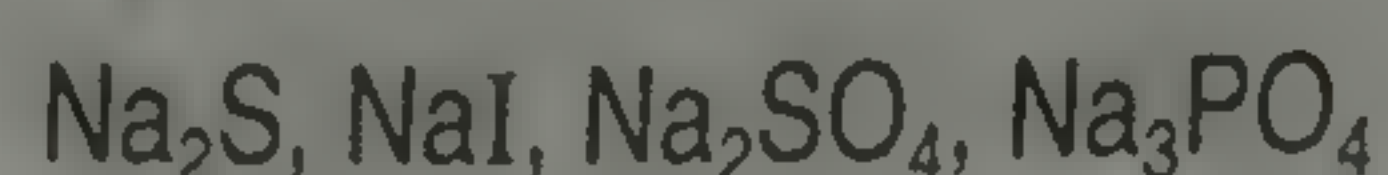
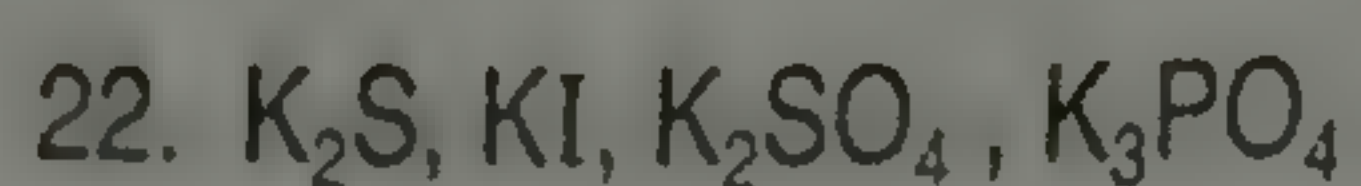
20. Base.

21. a) LiOH e KOH
 $\text{Mg}(\text{OH})_2$ e $\text{Ca}(\text{OH})_2$
 $\text{Al}(\text{OH})_3$ e $\text{Ga}(\text{OH})_3$ entre outros
- b) Hidróxido de lítio.
 Hidróxido de potássio.
 Hidróxido de magnésio.
 Hidróxido de cálcio.
 Hidróxido de alumínio.
 Hidróxido de gálio.
- c) Solúveis: LiOH e KOH
 Parcialmente solúveis: $\text{Mg}(\text{OH})_2$ e $\text{Ca}(\text{OH})_2$
 Insolúveis: $\text{Al}(\text{OH})_3$ e $\text{Ga}(\text{OH})_3$

noções fundamentais



3. a) HCl – ácido clorídrico
 b) HClO – ácido hipocloroso
 c) HClO_2 – ácido cloroso
 d) HCN – ácido cianídrico
 e) HCNS – ácido tiocianídrico
 f) H_2CO_3 – ácido carbônico
 g) $\text{H}_3\text{Fe}(\text{CN})_6$ – ácido ferrocianídrico
 h) HNO_2 – ácido nitroso
 i) H_3PO_4 – ácido fosfórico
 j) H_4PO_3 – ácido hipofosforoso



23. a) Cloreto de potássio.

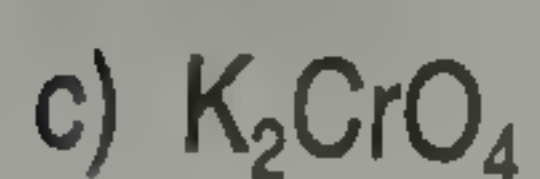
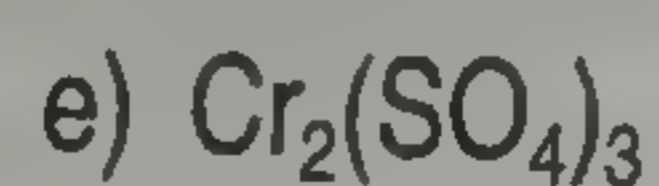
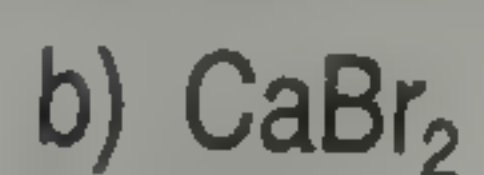
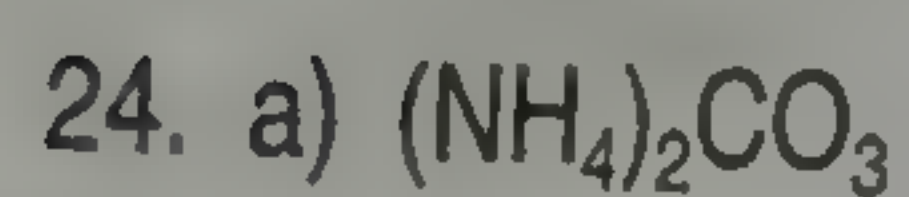
b) Cianeto de sódio.

c) Sulfito de cobalto II.

d) Carbonato de cálcio.

e) Nitrito férrico.

f) Fosfato de magnésio.



25. a) Ácido.

c) Neutro.

b) Neutro.

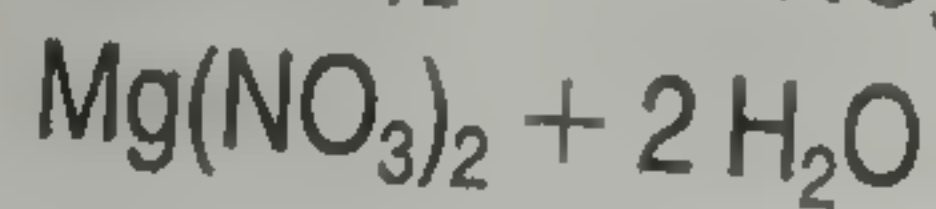
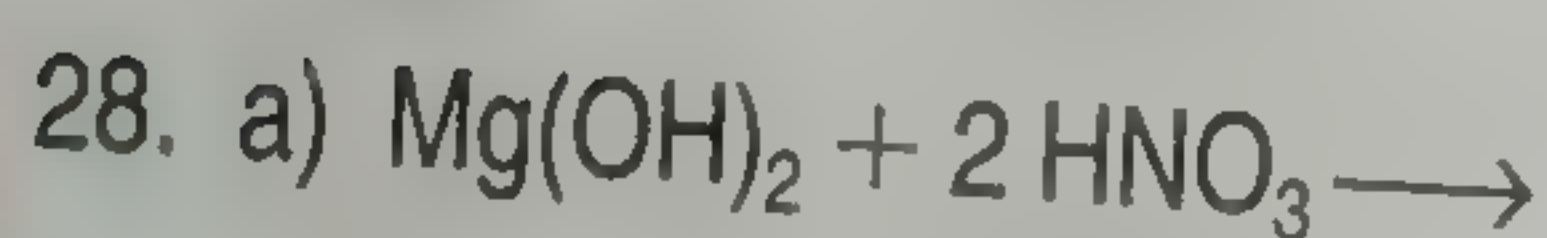
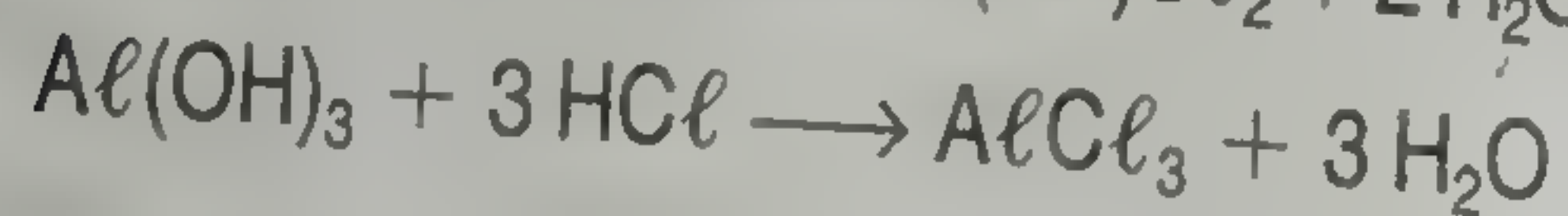
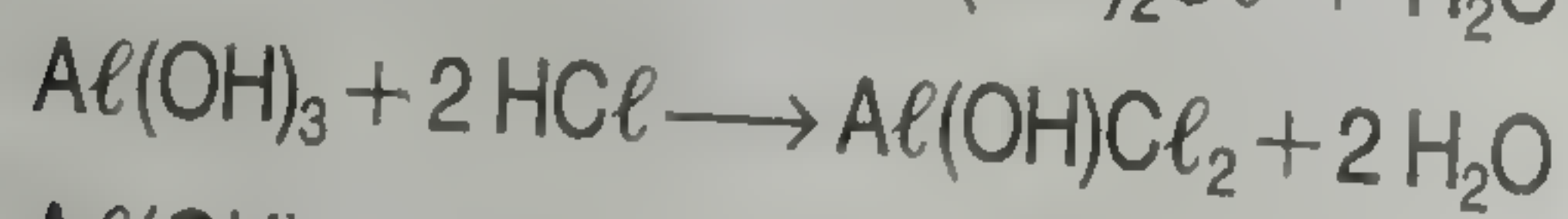
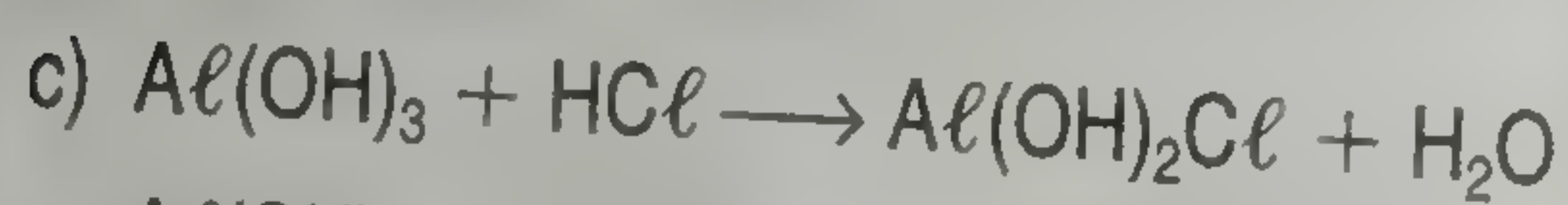
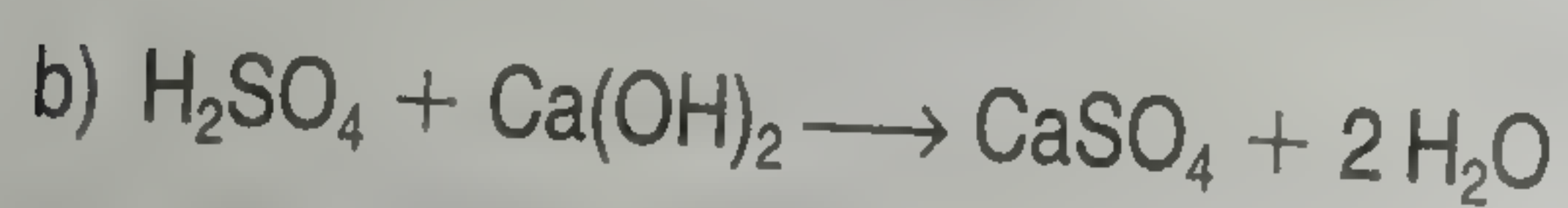
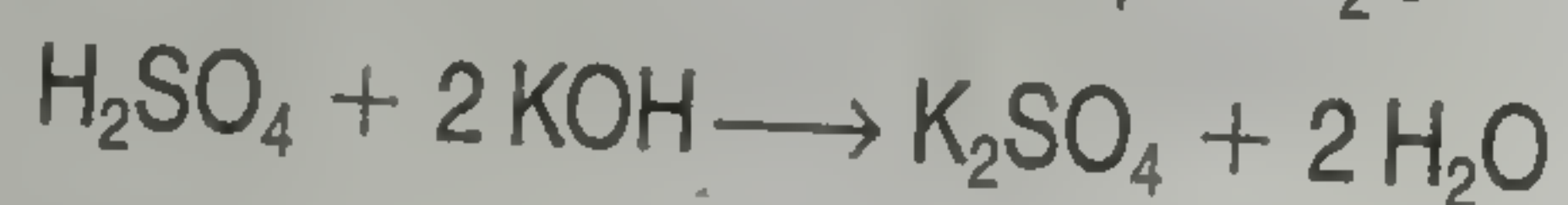
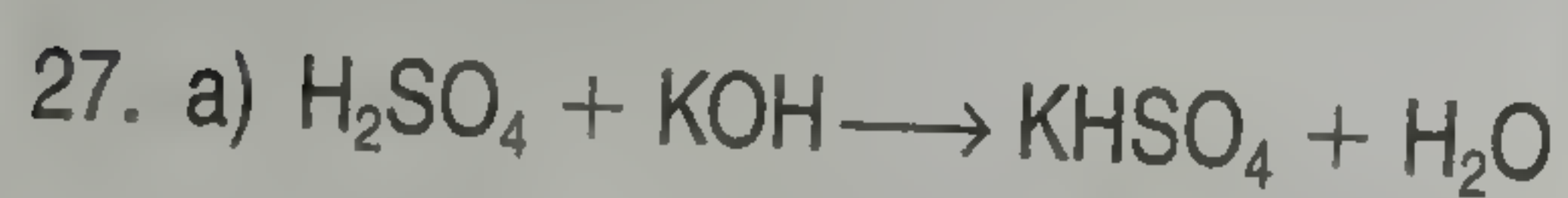
d) Ácido.

26. a) Solúvel.

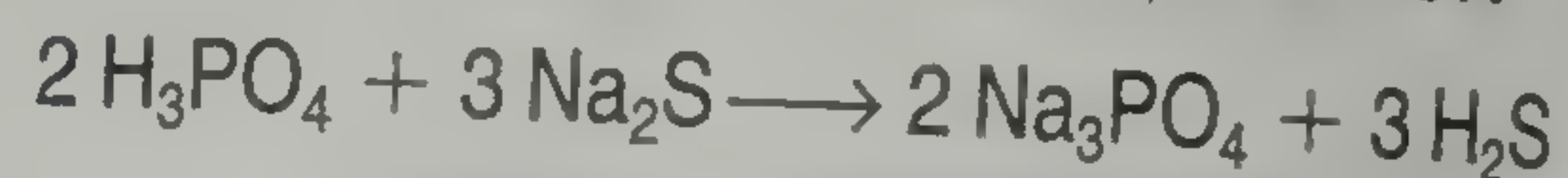
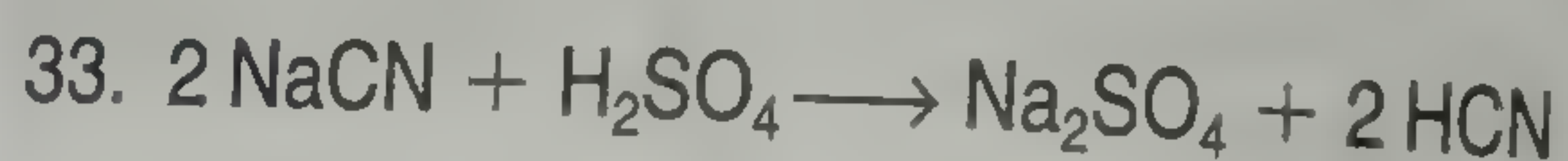
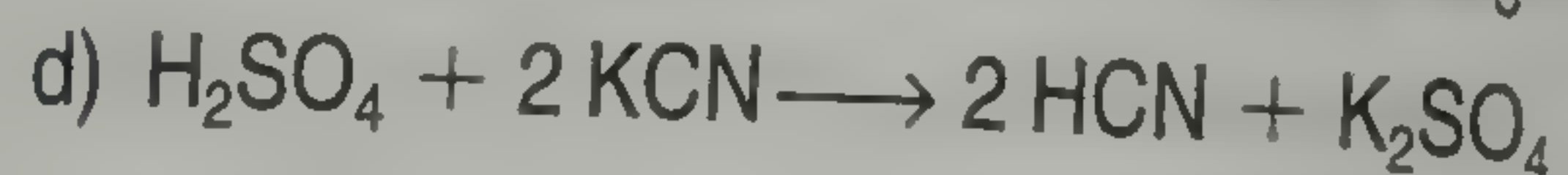
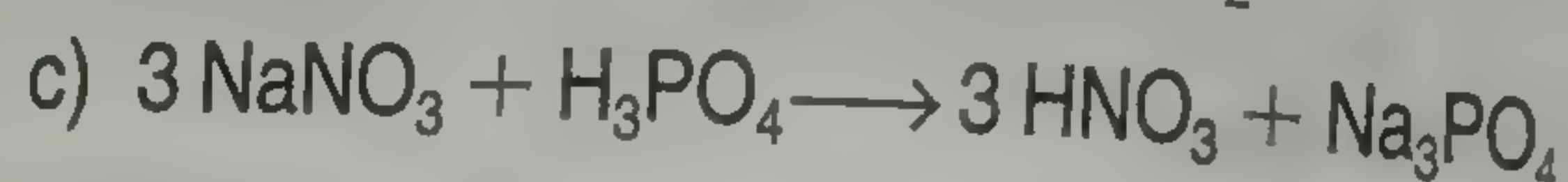
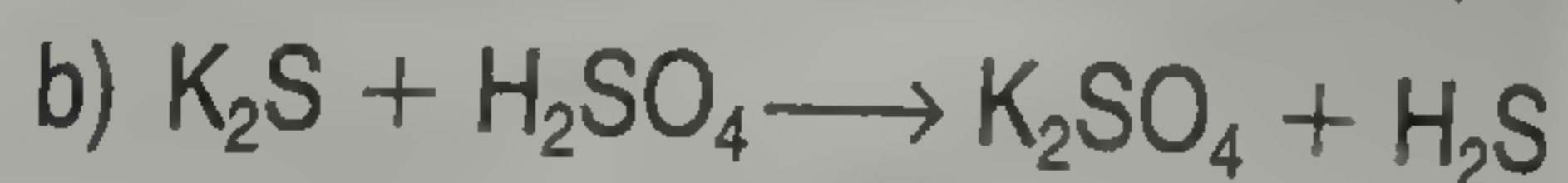
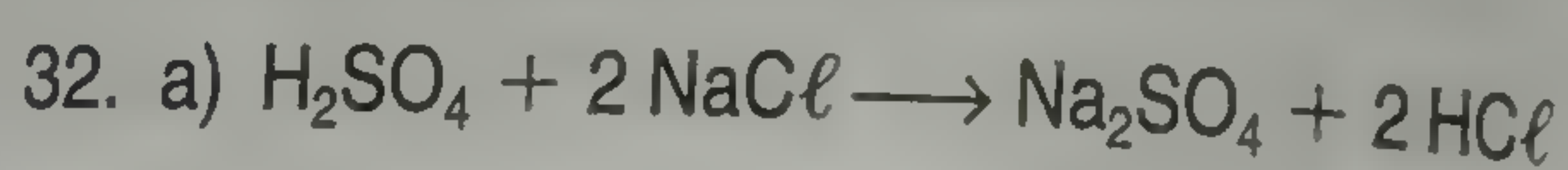
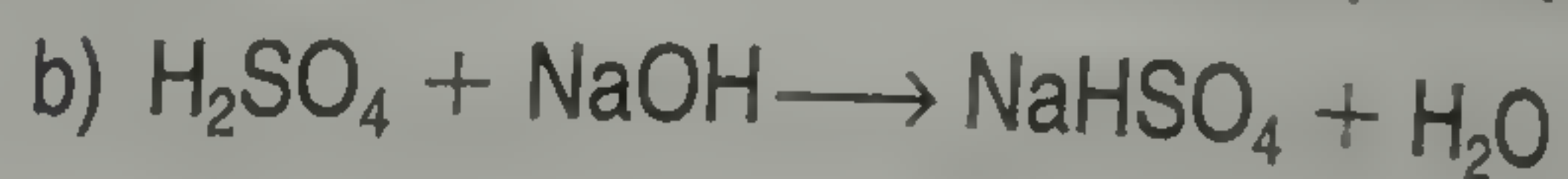
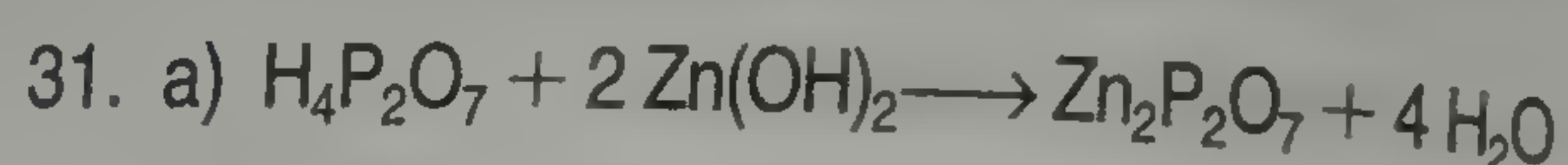
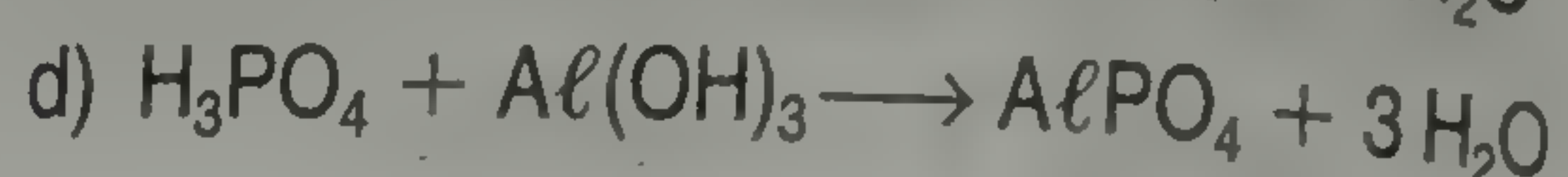
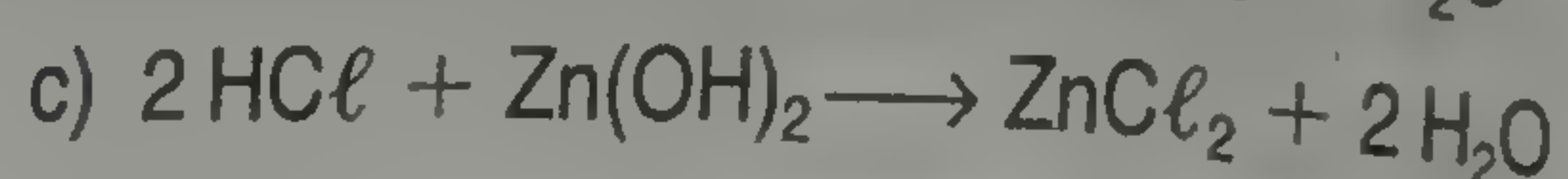
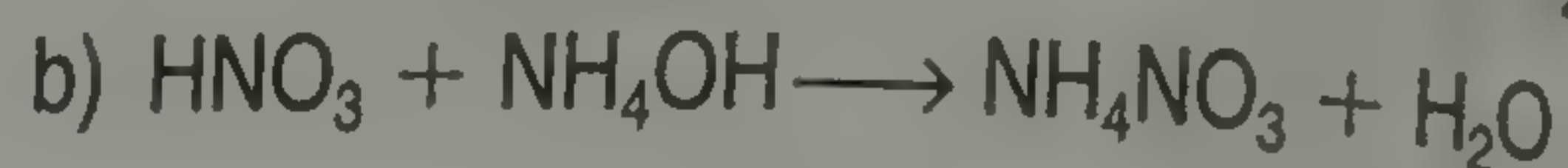
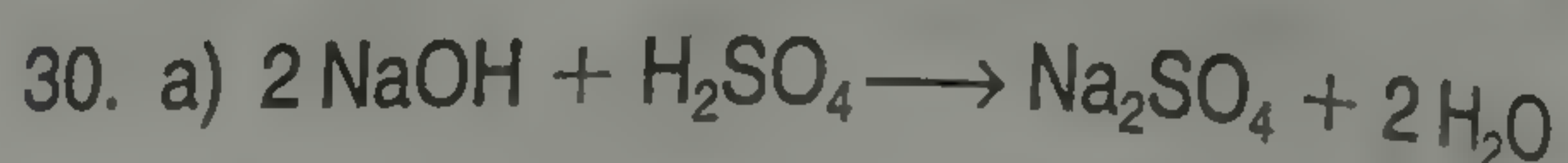
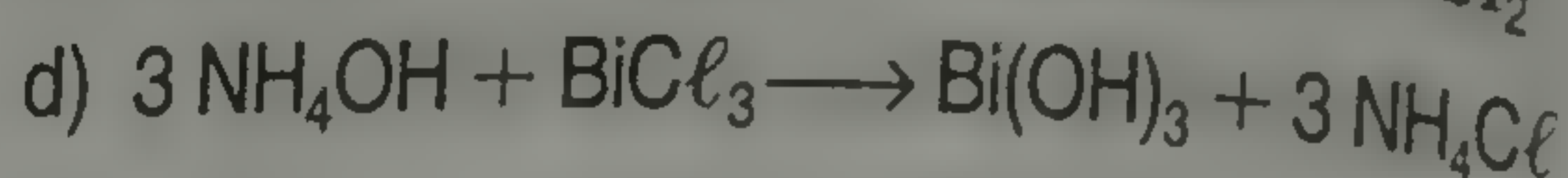
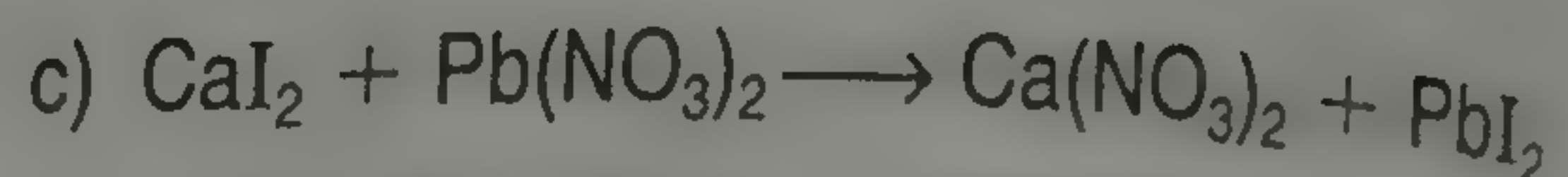
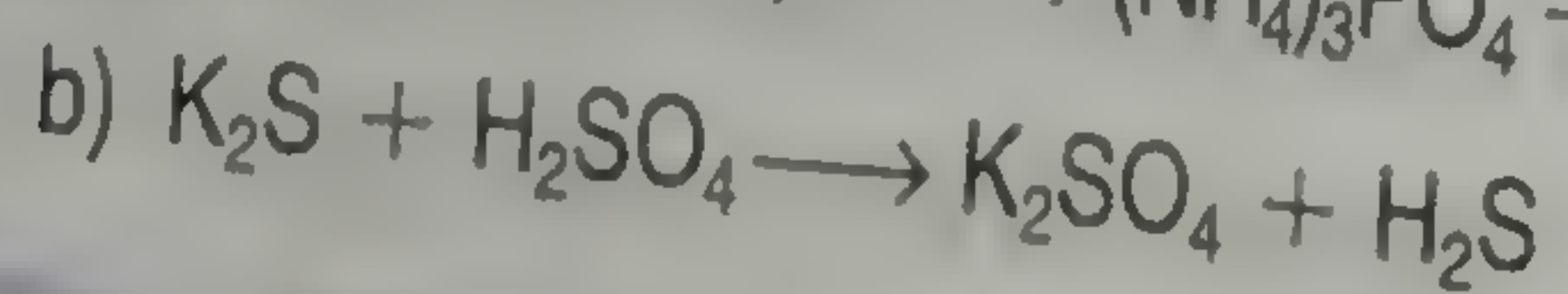
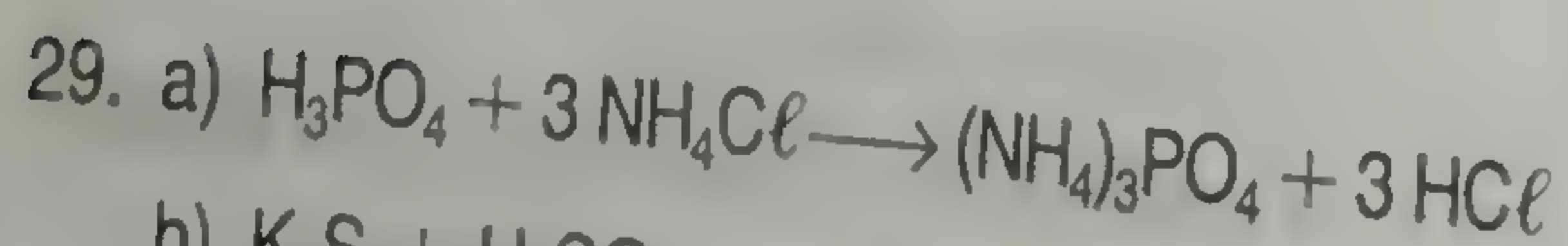
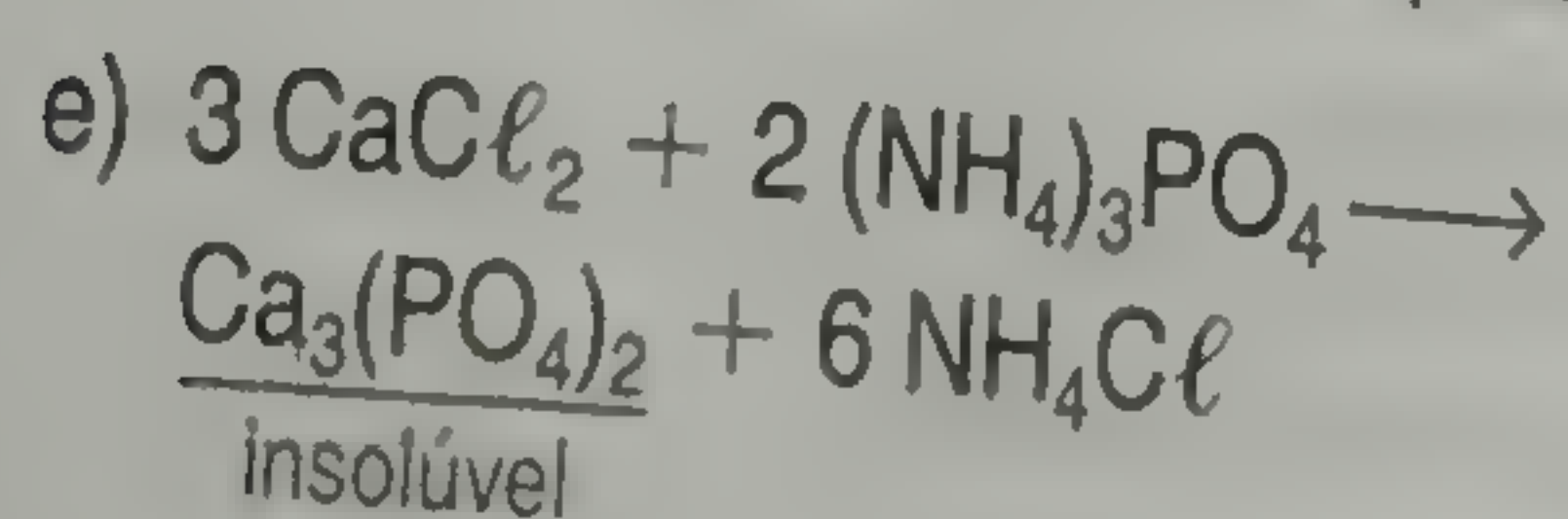
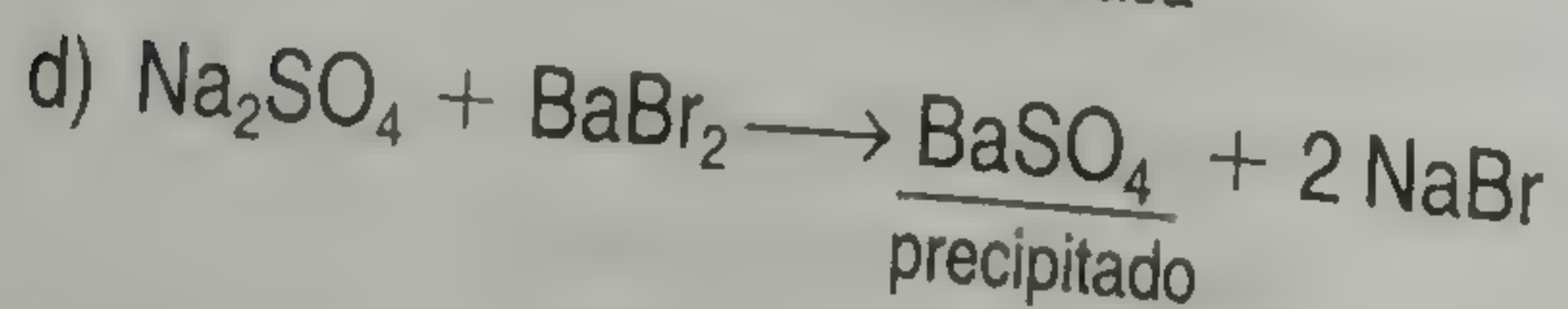
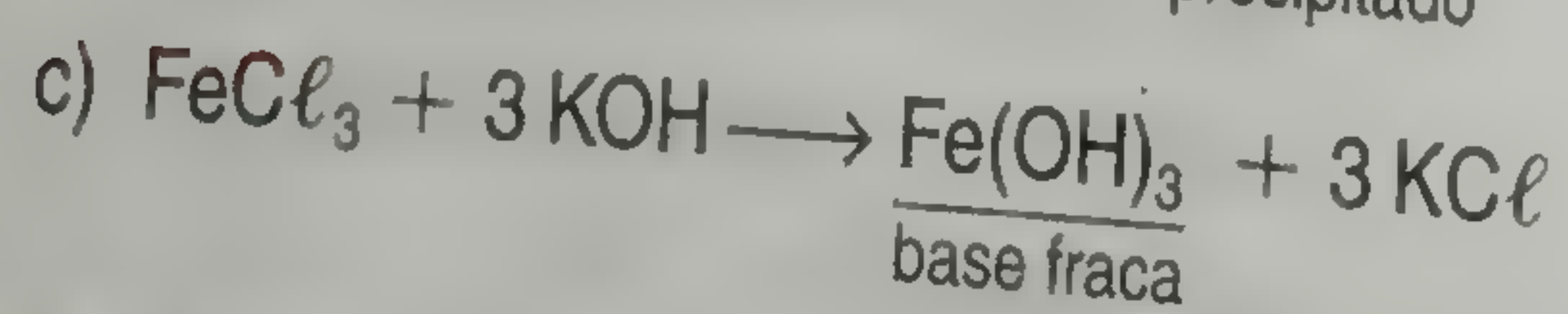
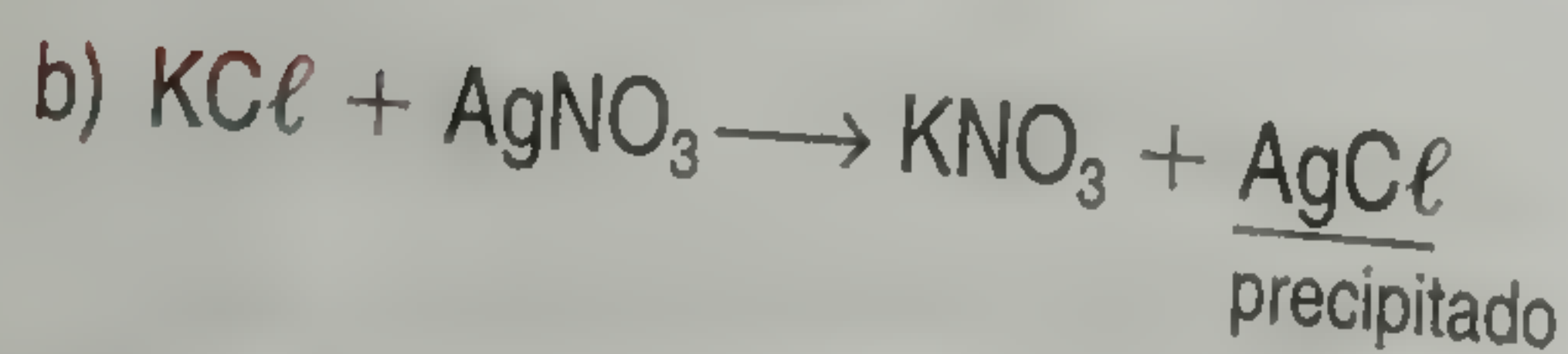
c) Solúvel.

b) Insolúvel.

d) Insolúvel.



substância pouco
ionizada



34. Alternativa a.

Os íons H^+ , Cl^- , K^+ , Na^+ e SO_4^{2-} estão em
solução aquosa.

35. Pessoal.

36. Alternativa d.

37. a) Óxido.

i) Sal.

b) Óxido.

j) Ácido.

c) Base.

l) Óxido.

d) Sal.

m) Ácido.

e) Ácido.

n) Óxido.

f) Óxido.

o) Óxido.

g) Base.

p) Sal.

h) Óxido.

q) Óxido.

38. a) K_2O - óxido de potássio

b) MgO - óxido de magnésio

c) Al_2O_3 - óxido de alumínio

d) FeO - óxido de ferro II

e) Ni_2O_3 - óxido de níquel III

f) SnO - óxido de estanho II

39. a) Óxido ferroso.

b) Trióxido de enxofre.

c) Monóxido de carbono.

d) Trióxido de dicloro.

e) Dióxido de nitrogênio.

f) Trióxido de dicrômio.

40. a) Fe_2O_3
b) P_2O_5
c) BaO

41. a) Neutro
b) Peróxido
c) Ácido.

42. a) SO_2
b) Cl_2O
c) Cl_2O_3

43. a) Na_2O
b) K_2O_2
c) NO
d) Cl_2O_7
e) Al_2O_3

44. a) Na_2O
b) K_2O_2
c) NO
d) Cl_2O_7
e) Al_2O_3

45. a) Na_2O
b) CO_2
c) CO
d) Cl_2O_7
e) Al_2O_3

46. a) Rosa, po
b) Incolor, p
c) Incolor, p

47. a) $Fe + CuS$
b) $Al + Na$
c) $Au + HBr$

8

Fun

1. Salitre - nitrato
Sal-gema - clor
Barrilha - carb
Ar atmosférico

2. Alternativa b.

3. Alternativa b.

RESPOSTAS

OS EXERCÍCIOS

509

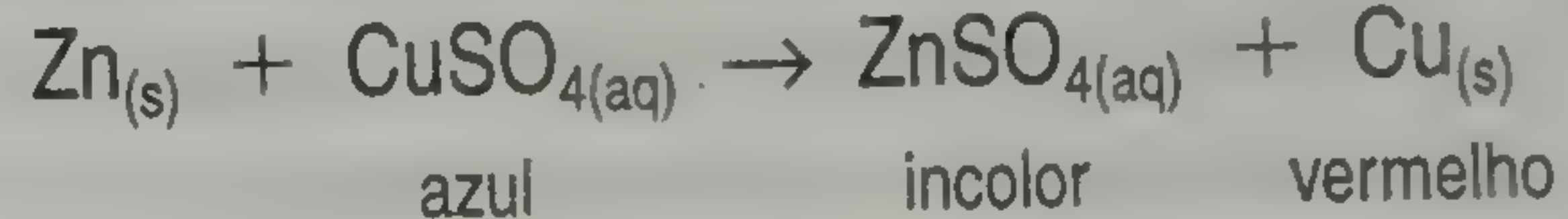
40. a) Fe_2O_3
b) P_2O_5
c) BaO
41. a) Neutro.
b) Peróxido.
c) Ácido.
42. a) SO_2
b) Cl_2O
c) Cl_2O_3
43. a) $\text{Na}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2 \text{NaOH}$
b) $\text{K}_2\text{O}_2 + 2 \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2 \text{KOH} + \text{H}_2\text{O}_2$
c) $\text{NO} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$ não reage
d) $\text{Cl}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2 \text{HClO}_4$
e) $\text{Al}_2\text{O}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$ não reage
44. a) $\text{Na}_2\text{O} + 2 \text{HCl} \rightarrow 2 \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$
b) $\text{K}_2\text{O}_2 + 2 \text{HBr} \rightarrow 2 \text{KBr} + \text{H}_2\text{O}_2$
c) $\text{NO} + \text{HCl} \rightarrow$ não reage
d) $\text{Cl}_2\text{O}_7 + \text{HBr} \rightarrow$ não reage
e) $\text{Al}_2\text{O}_3 + 6 \text{HCl} \rightarrow 2 \text{AlCl}_3 + 3 \text{H}_2\text{O}$
45. a) $\text{Na}_2\text{O} + \text{KOH} \rightarrow$ não reage
b) $\text{CO}_2 + 2 \text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
c) $\text{CO} + \text{KOH} \rightarrow$ não reage
d) $\text{Cl}_2\text{O}_7 + 2 \text{NaOH} \rightarrow 2 \text{NaClO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
e) $\text{Al}_2\text{O}_3 + 2 \text{LiOH} \rightarrow 2 \text{LiAlO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
46. a) Rosa, pois formou uma base.
b) Incolor, pois formou um ácido.
c) Incolor, pois não reagiu.
47. a) $\text{Fe} + \text{CuSO}_4 \rightarrow \text{FeSO}_4 + \text{Cu}$
b) $\text{Al} + \text{NaCl} \rightarrow$ não reage
c) $\text{Au} + \text{HBr} \rightarrow$ não reage

- d) $\text{Mg} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{MgSO}_4 + \text{H}_2\uparrow$
e) $\text{F}_2 + 2 \text{KCl} \rightarrow 2 \text{KF} + \text{Cl}_2$
f) $\text{N}_2 + \text{NaBr} \rightarrow$ não reage

48. Alternativa e.
49. Alternativa c.
50. Alternativa d.

51. $\text{BaO} + \text{SO}_3 \rightarrow \text{BaSO}_4$
 $\text{Ba} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{BaSO}_4 + \text{H}_2\uparrow$
 $\text{Ba(OH)}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{BaSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
 $\text{BaCl}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{BaSO}_4 + 2 \text{HCl}$
BaO – óxido de bário
SO₃ – trióxido de enxofre
BaSO₄ – sulfato de bário
Ba(OH)₂ – hidróxido de bário
H₂SO₄ – ácido sulfúrico
BaCl₂ – cloreto de bário
HCl – ácido clorídrico
H₂ – gás hidrogênio

52. a) Equação da reação química envolvida:



A intensidade da coloração azul da solução vai diminuindo porque o CuSO₄ (responsável pela cor) vai sendo consumido. Em seu lugar, como mostra a equação acima, vai se formando ZnSO₄ em solução (incolor) ao mesmo tempo que o zinco metálico vai ficando recoberto por cobre metálico (vermelho).

b) A reação não ocorre. O Cu metálico e o ZnSO_{4(aq)} são quimicamente mais estáveis que Zn metálico e CuSO_{4(aq)}. A reação espontânea é a de formação de Cu metálico e não a reação inversa.

8

Funções inorgânicas: estudo de algumas substâncias

- Salitre – nitrato de sódio (NaNO₃)
Sal-gema – cloreto de sódio (NaCl)
Barrilha – carbonato de sódio (Na₂CO₃)
Ar atmosférico – oxigênio (O₂)
- Alternativa b.
- Alternativa b.

4. Alternativa e.

5. a) Tempero, conservação de alimentos.
b) Fabricação de explosivos, de fertilizantes, de fogos de artifício.
c) Fabricação de TNT, de plásticos, de adubos.
d) Fabricação de sabões, papel, refinação de óleos.

e) Gás refrigerante: é usado em produtos de limpeza, indústrias de fertilizante.

f) Produto de limpeza, na galvanoplastia, na indústria de papel.

6. Alternativa d.

7. Alternativa b.

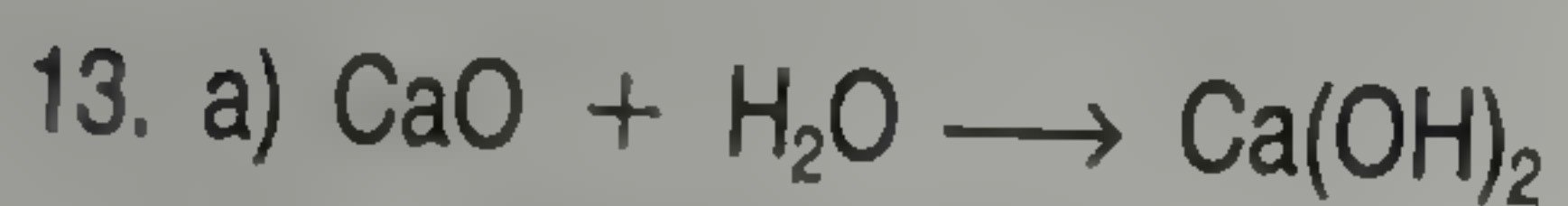
8. Alternativa a.

9. Alternativa d.

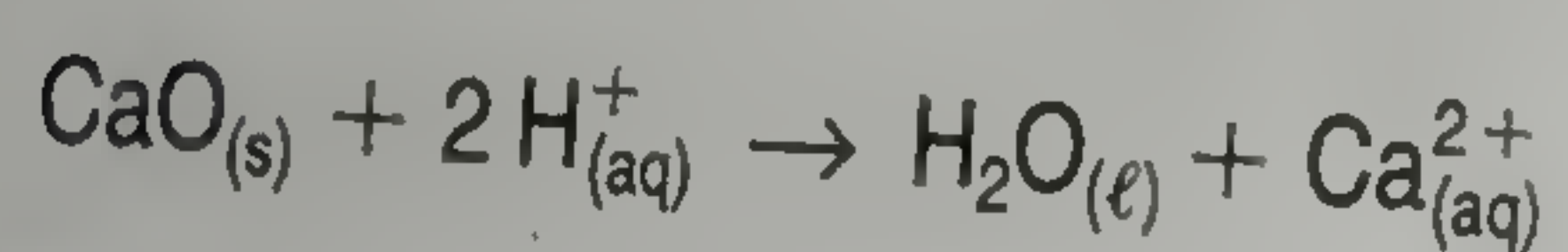
10. Alternativa d.

11. Alternativa b.

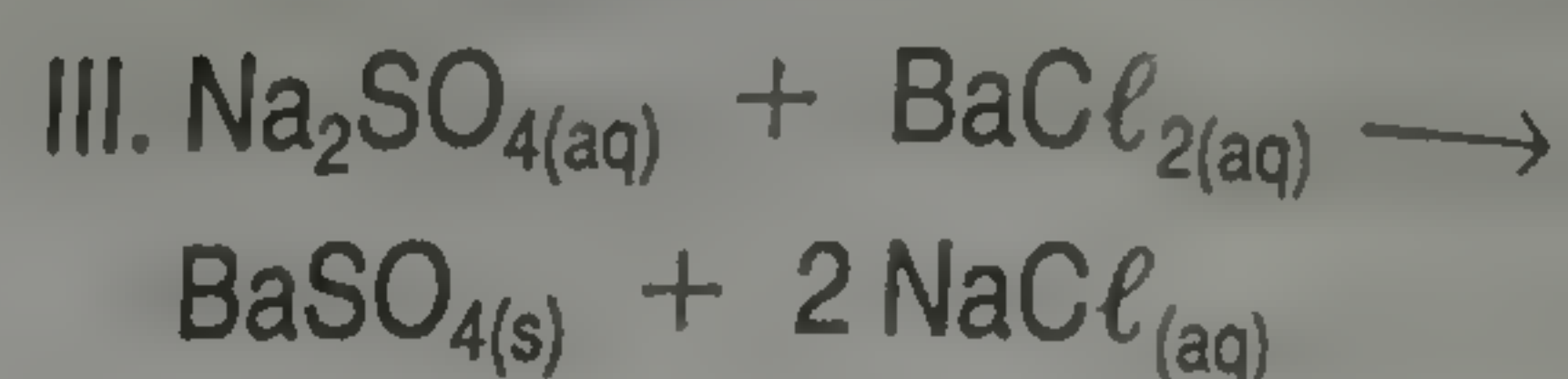
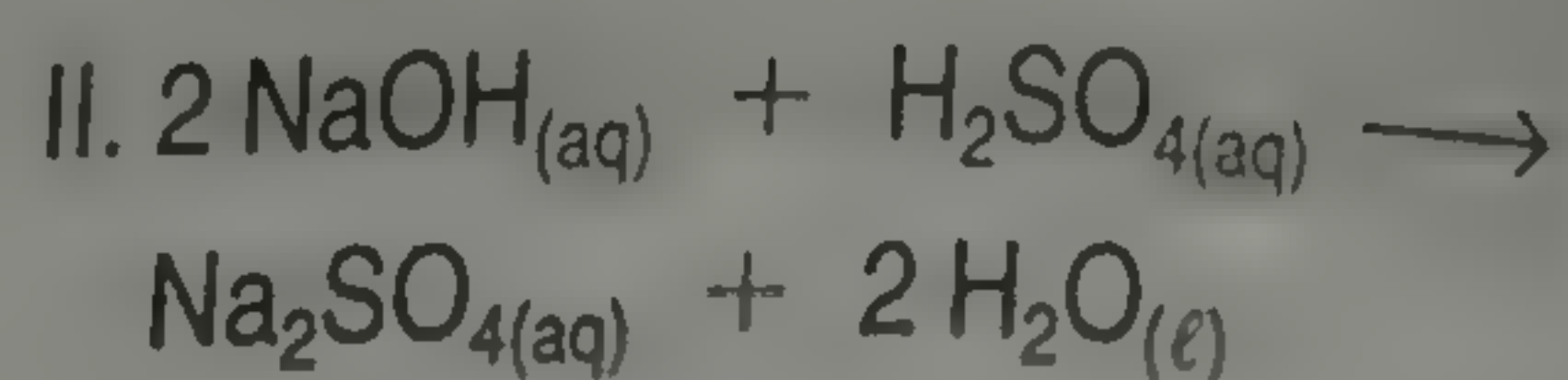
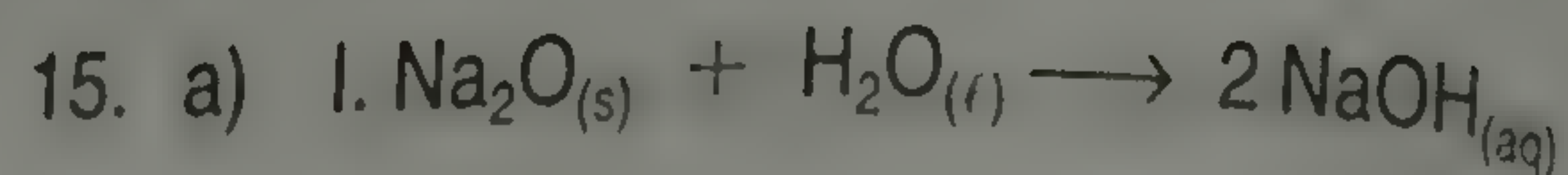
12. Alternativa b.



b) O óxido de cálcio tem um caráter básico. Em presença de solos ácidos ocorre uma reação que pode ser representada na forma iônica por:



14. Alternativa b.



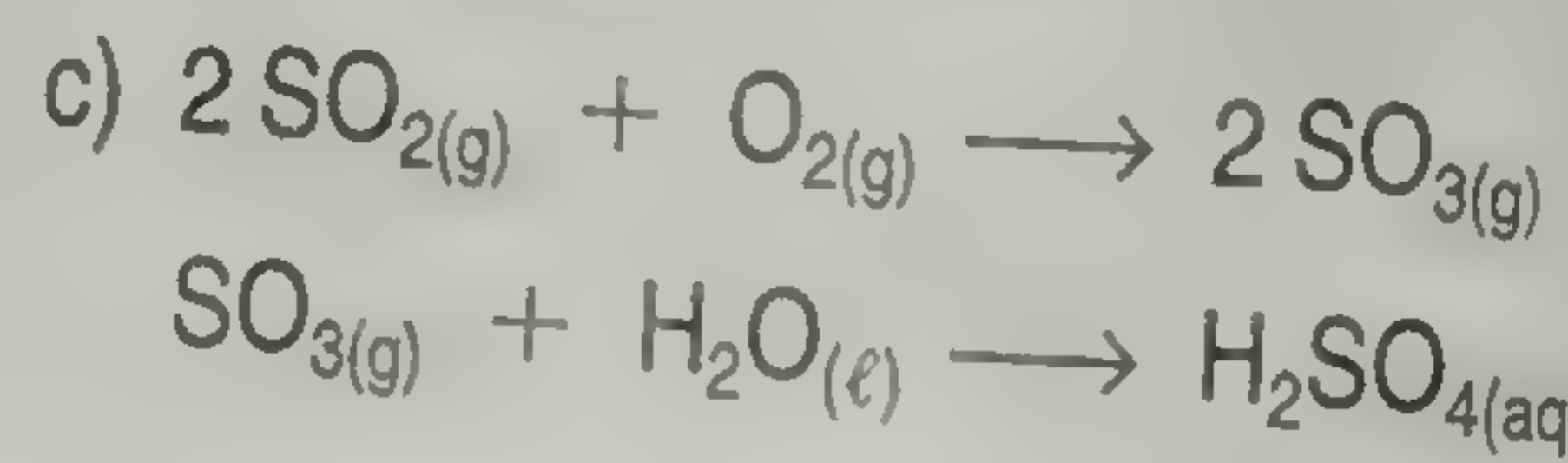
b) O filtrado é uma solução aquosa de cloreto de sódio (NaCl). Ao se evaporar a água da solução, sobra como resíduo o cloreto de sódio (NaCl).

16. Adicionando-se água a uma amostra. Se ela não se dissolver, será o carbonato de cálcio.

Se dissolver, adicionam-se algumas gotas de ácido clorídrico, se não apresentar efervescência, será o cloreto de sódio (NaCl). Caso contrário, será carbonato de amônio ($(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$).

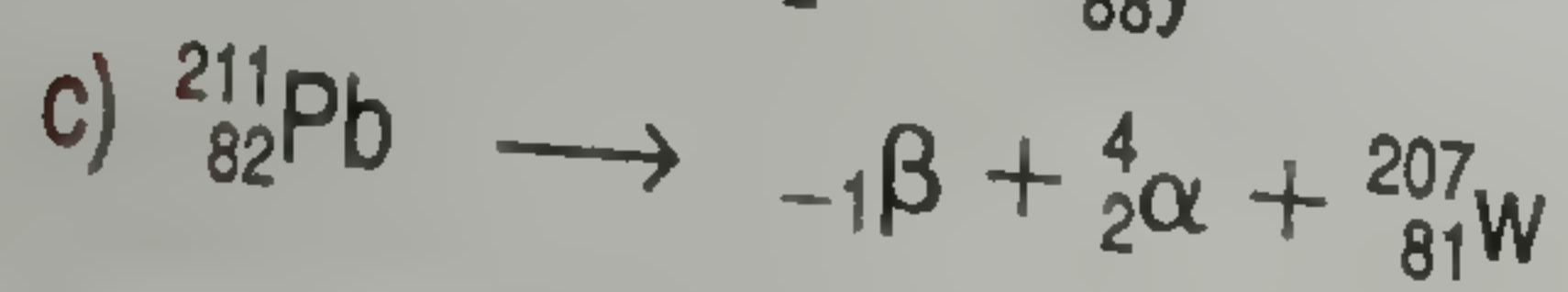
17. a) Dióxido de enxofre (SO_2) e trióxido de enxofre (SO_3) pertencem à função óxido. Ácido sulfúrico (H_2SO_4) pertence à função ácido.

b) O carvão é formado em maior quantidade pelo elemento carbono (C).



510

Radioatividade: natural e artificial



2. Alternativa a.

3. Z = 85

A = 182

4. 3 partículas α ; nenhuma partícula β .

5. Alternativa b.

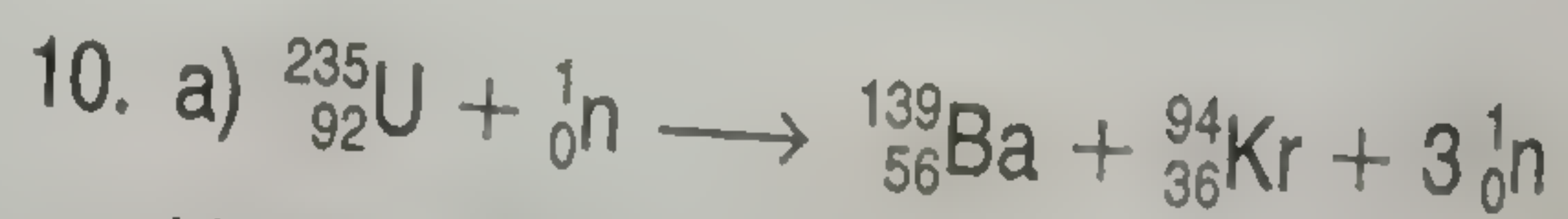
6. Alternativa c.

7. Alternativa a.

8. a) P = 8 dias



9. Alternativa d.



b) Cada um dos 3 nêutrons liberados pela reação pode se chocar com outro átomo de urânio e provocar outra fissão com a saída de mais 3 nêutrons.

Dessa forma, o número de colisões será cada vez maior, originando uma reação em cadeia.

11. Alternativa a.

12. Alternativa e.

10 At

1. $x = 3,99 \cdot 10^{-1}$

2. $x = 4,0 \cdot 10^{-1}$

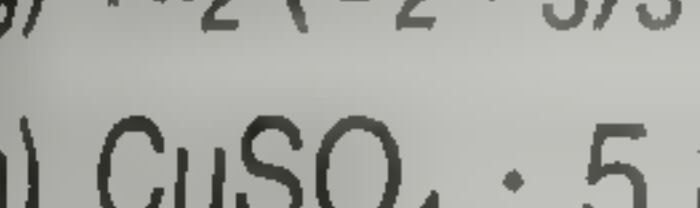
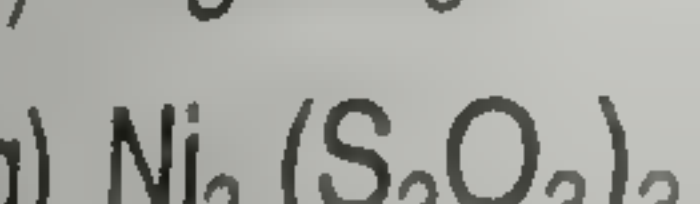
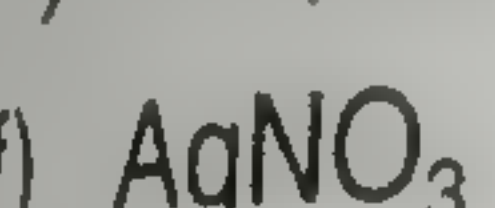
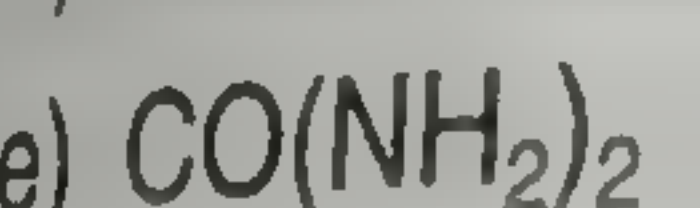
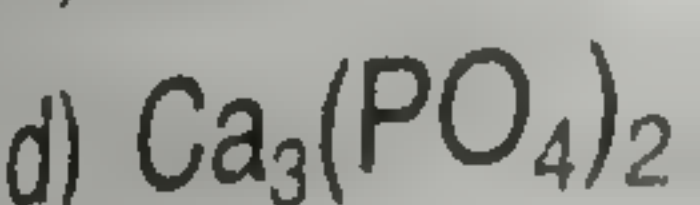
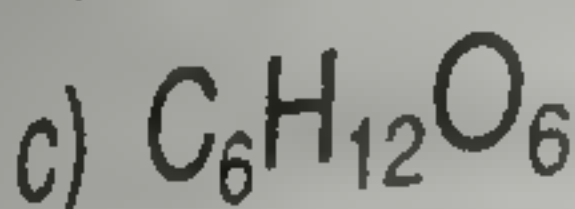
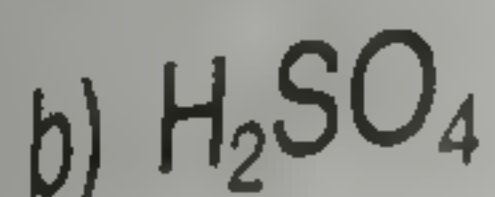
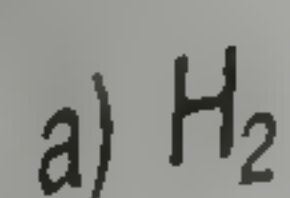
3. $1,35 \cdot 10^{-1}$

4. 35,5 u.

5. Alternativa a.

6. Alternativa b.

7.



8. 1,0 g

9. 6,4 g de S

10. Alternativa c.

11. $0,5 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$

12. 39,2 g de H_2SO_4

13. 0,9 g

14. $1,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$

15. $1,2 \cdot 10^{-22} \text{ g}$

16. 0,6 mol de átomos

17. $24,08 \cdot 10^{20}$ átomos

11 Gases

1. a) 0,02 L

b) 2 400 cm^3

2. Alternativa a.

3. a) 300 K

b) 250 K

10

Átomos e moléculas: massas e números de partículas

1. $x = 3,99 \cdot 10^{-23} \text{ g}$

2. $x = 4,0 \cdot 10^{-2} \text{ g}$

3. $1,35 \cdot 10^{-1} \text{ g}$

4. 35,5 u.

5. Alternativa a.

6. Alternativa b.

7.	Massa molecular	Massa molar
a) H_2	2 u	2 g/mol
b) H_2SO_4	98 u	98 g/mol
c) $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$	180 u	180 g/mol
d) $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$	310 u	310 g/mol
e) $\text{CO}(\text{NH}_2)_2$	60 u	60 g/mol
f) AgNO_3	170 u	170 g/mol
g) $\text{Ni}_2(\text{S}_2\text{O}_3)_3$	454 u	454 g/mol
h) $\text{CuSO}_4 \cdot 5 \text{H}_2\text{O}$	249,5 u	249,5 g/mol

8. 1,0 g

9. 6,4 g de S

10. Alternativa c.

11. $0,5 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$ de átomos de carbono

12. 39,2 g de H_2SO_4

13. 0,9 g

14. $1,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$ de moléculas de SO_2

15. $1,2 \cdot 10^{-22} \text{ g}$

16. 0,6 mol de átomos de O

17. $24,08 \cdot 10^{20}$ átomos de H

18. 0,2 mol de átomos de C

19. $24,08 \cdot 10^{22}$ átomos de O

20. $9,0 \cdot 10^{-3} \text{ g}$

21. 342 g

22. 2 mols de íons de Na^+

23. a) F_2A_7 ou A_7F_2

b) $3,5 \cdot 10^{-22} \text{ mol}$ de grãos de arroz

c) $5,0 \cdot 10^{-23} \text{ mol}$ de arroz com feijão

24. a) 100 g da liga metálica — 75 g de ouro
1 g da liga metálica — x g de ouro
 $x = 0,75 \text{ g}$ de ouro

b) Em 1 g da liga há 0,125 g de prata (12,5%)
e 0,125 g de cobre (12,5%)

Número de mols de átomos de prata

$$= \frac{0,125}{108} = 0,0012 \text{ mol de átomos de prata}$$

Número de átomos de prata:

$$6 \cdot 10^{23} \cdot 0,0012 \text{ átomos de prata} = 7,0 \cdot 10^{20} \text{ átomos de Ag}$$

Número de mols de átomos de cobre

$$= \frac{0,125}{63,5} = 0,0020 \text{ mol de átomos de cobre}$$

Número de átomos de cobre:

$$6 \cdot 10^{23} \cdot 0,0020 \text{ átomos do cobre} = 1,2 \cdot 10^{21} \text{ átomos de Cu}$$

Portanto, na liga metálica, há mais átomos de cobre do que de prata.

25. a) 36,5 g

b) O aumento da massa da medalha é compensado pelo aumento de sua densidade.

11

Gases: estudo do comportamento físico

1. a) 0,02 L

b) 2 400 cm^3

c) 200 L

d) 0,245 L

2. Alternativa a.

3. a) 300 K

b) 250 K

c) 27 °C

d) -200 °C

4. Alternativa b.

5. 4 atm

6. A pressão triplica.

7. 102 °C

8. 80 L

9. A 0 °C, sob pressão de 760 mmHg, o gás metano ocupa o volume de 27,3 L.

10. O aquecimento fará com que a pressão interna passe para 2,7 atm. O botijão deve se romper, pois suporta no máximo 2,5 atm.

11. O volume final será 6 vezes o do inicial.

12. $22,4 \cdot 10^{-3}$ L ou 22,4 mL

13. 40 L

$$14. \frac{m_{O_2}}{m_{O_3}} = \frac{2}{3}$$

15. 0,2 mol de moléculas de CO
 $1,2 \cdot 10^{23}$ moléculas de CO

16. $7,5 \cdot 10^{-1}$ L

17. 0,61 L

18. 24,2 g

19. 0,26 atm

20. $7,2 \cdot 10^{23}$ moléculas

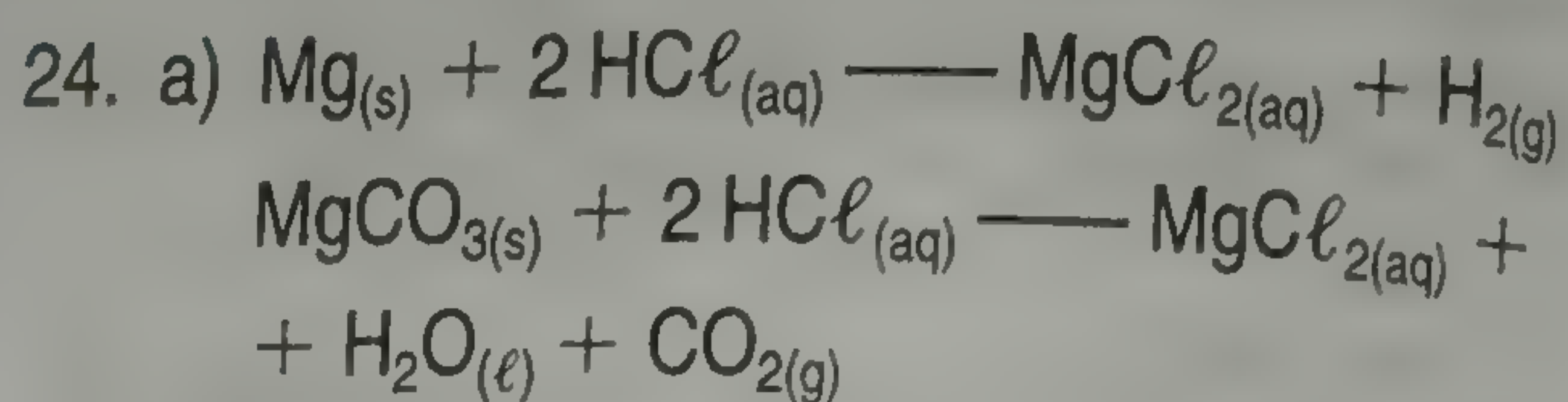
21. Alternativa d.

22. a) 3,25 g/L e 1,92 g/L

$$b) \frac{d_{C_2H_2}}{d_{CO_2}} = 0,59$$

23. a) $21,7 \cdot 10^3$ L

b) $1,84 \cdot 10^{-2}$ g/L



b) A bexiga cheia com H_2 sobe porque o H_2 é menos denso que o ar.

A bexiga cheia com CO_2 desce porque o CO_2 é mais denso que o ar.

25. a) 6,6 g

b) 0,49 atm

26. a) 22,5 L

b) $p_{O_2} = 0,27$ atm

$p_{H_2} = 0,55$ atm

27. a) $P = 2,46$ atm

b) 1,85 atm

c) 0,61 atm

12

Cálculos químicos: leis ponderais e volumétricas

1. a) $Hg + S \longrightarrow HgS$

b) 200 g de Hg : 32 g de S : 232 g de HgS

c) Há 10,0 g de Hg em excesso.

d) 23,2 g de HgS

2. a) 56 g de Fe : 32 g de S : 88 g de FeS
b) 44 g de FeS

3. a) Os valores obedecem à Lei de Lavoisier:
 $4,90 + 10,40 = 11,65 + 3,65$

b) Há 0,60 g de H_2SO_4 em excesso.

4. 1ª exp.: 39,0 g 36,5 g 58,5 g 17,0 g

2ª exp.: 7,8 g 10,0 g 11,7 g 3,4 g 2,7 g de HCl

3ª exp.: 10,0 g 7,3 g 11,7 g 3,4 g 2,2 g de Na_2S

5. A Lei de Conservação da Massa é obedecida em ambos os casos.

No primeiro, a soma das massas dos reagentes ($Fe + O_2$ do ar + umidade do ar) é igual à massa do produto (óxido férrico hidratado).

No segundo exemplo, há formação de produto volátil. Se compararmos as massas dos reagentes com a do produto (incluindo os gases formados), verificaremos que a Lei de Lavoisier está sendo obedecida.

6. 3,1% de H

31,6% de P

65,3% de O

7. 52,00% de C

13,00% de H

35,00% de O

8. Alternativa c.

9. a) $2 \text{O}_{3(g)} \longrightarrow 3 \text{O}_{2(g)}$
 b) 2 mols 3 mols
 c) 2 volumes 3 volumes
 d) 96 g 96 g

10. Alternativa e.

11. Alternativa b.

12. Alternativa c.

13. Alternativa c.

14. Alternativa e.

15. Alternativa c.

13

Cálculos químicos: estequiometria

1. a) $\text{NH}_4\text{NO}_{3(s)} \xrightarrow{\Delta} \text{N}_2\text{O}_{(g)} + 2 \text{H}_2\text{O}_{(v)}$
 b) 1 600 g

2. Alternativa c.

3. Alternativa c.

4. Alternativa e.

5. 544 t

6. Alternativa d.

7. 50 garrafas

8. Alternativa e.

9. 74,3 kg

10. 595 g de Fe

11. 26,9 g de CaO

12. a) $\text{S}_{(s)} + \text{O}_{2(g)} \longrightarrow \text{SO}_{2(g)}$
 b) 4,0 g de S
 c) 2,8 L de O_2

13. Alternativa c.

14. 320 kg

15. a) $\text{CS}_{2(g)} + 3 \text{O}_{2(g)} \longrightarrow \text{CO}_{2(g)} + 2 \text{SO}_{2(g)}$
 b) 34,56 g

16. a) $\text{C}_8\text{H}_{18(g)} + 12,5 \text{O}_{2(g)} \longrightarrow 8 \text{CO}_{2(g)} + 9 \text{H}_2\text{O}_{(v)}$
 b) 3 125 ℓ

17. 75%

18. Alternativa b.

14

Misturas heterogêneas: suspensões e colóides

1. Alternativa d.
2. Alternativa c.
3. Alternativa c.
4. Alternativa c.

5. Alternativa b.
6. Alternativa c.
7. Alternativa b.
8. Alternativa d.

15

Misturas homogêneas: soluções

1. 20 g
2. Para cada 100 unidades volumétricas de vinagre, 6 unidades correspondem ao ácido acético.
3. $\tau = 0,2$ – solução 20 °GL
4. a) 80 g
b) 60 g
5. 50 mL
6. 225 g
7. Alternativa d.
8. $x_1 = \frac{n_1}{\sum n}$
 $x_2 = \frac{n_2}{\sum n}$
 $x_3 = \frac{n_3}{\sum n}$
 $x_1 + x_2 + x_3$
 $\frac{n_1}{\sum n} + \frac{n_2}{\sum n} + \frac{n_3}{\sum n} = \frac{\sum n}{\sum n} = 1$
9. 0,083
0,917
10. $5,0 \cdot 10^{-2}$ mol de sacarose/kg de H₂O
11. 16,7 mols de NaOH/kg de H₂O
12. $8,0 \cdot 10^{-2}$ mol/L
13. a) 32,7 g/eq
e = 0,20 eq

- b) E = 26,0 g/eq
e = 3,0 eq
- c) E = 48,0 g/eq
e = 0,25 eq

14. 0,4 eq/L
15. a) 1 748 g/L
b) 17,8 mol/L
c) 35,6 eq/L
16. a) $\tau = 0,018$
b) 0,2 mol/L
c) 0,19 mol de H₂SO₄/kg
d) 0,0033 ou $3,3 \cdot 10^{-3}$
e) 0,4 eq/L
17. a) $\tau \% = 19,8\%$
b) 0,9
c) 6,2 mols de NaOH/kg de H₂O
18. a) 0,02 mol/L ou $2,0 \cdot 10^{-2}$ mol/L
b) $4,0 \cdot 10^{-2}$ eq/L
c) 2,22 g/L
19. 0,02 mol/L ou $2,0 \cdot 10^{-2}$ mol/L
20. 600 cm³
21. Alternativa e.
22. a) 0,33 eq/L
b) 0,33 mol/L
23. 2,52 g
24. 49 g/eq
25. 2 mols/ℓ
26. 83,3%

10 so

1. Quanto m
temperatu
tanto, um
peratura r

2. No alto d
atmosféri
lição, por
Nessas c
mais par

3. O NaCl
é parcial
za antes

4. $P_{(atm)}$
1
(b)

5. Quando
por da á
de uma

6. Numa p
superfíc
ebulição

7. a) A so
b) A so
c) A so

8. Alternat

9. Alternat

10. 0,16

11. 273,6 u

12. 100,052

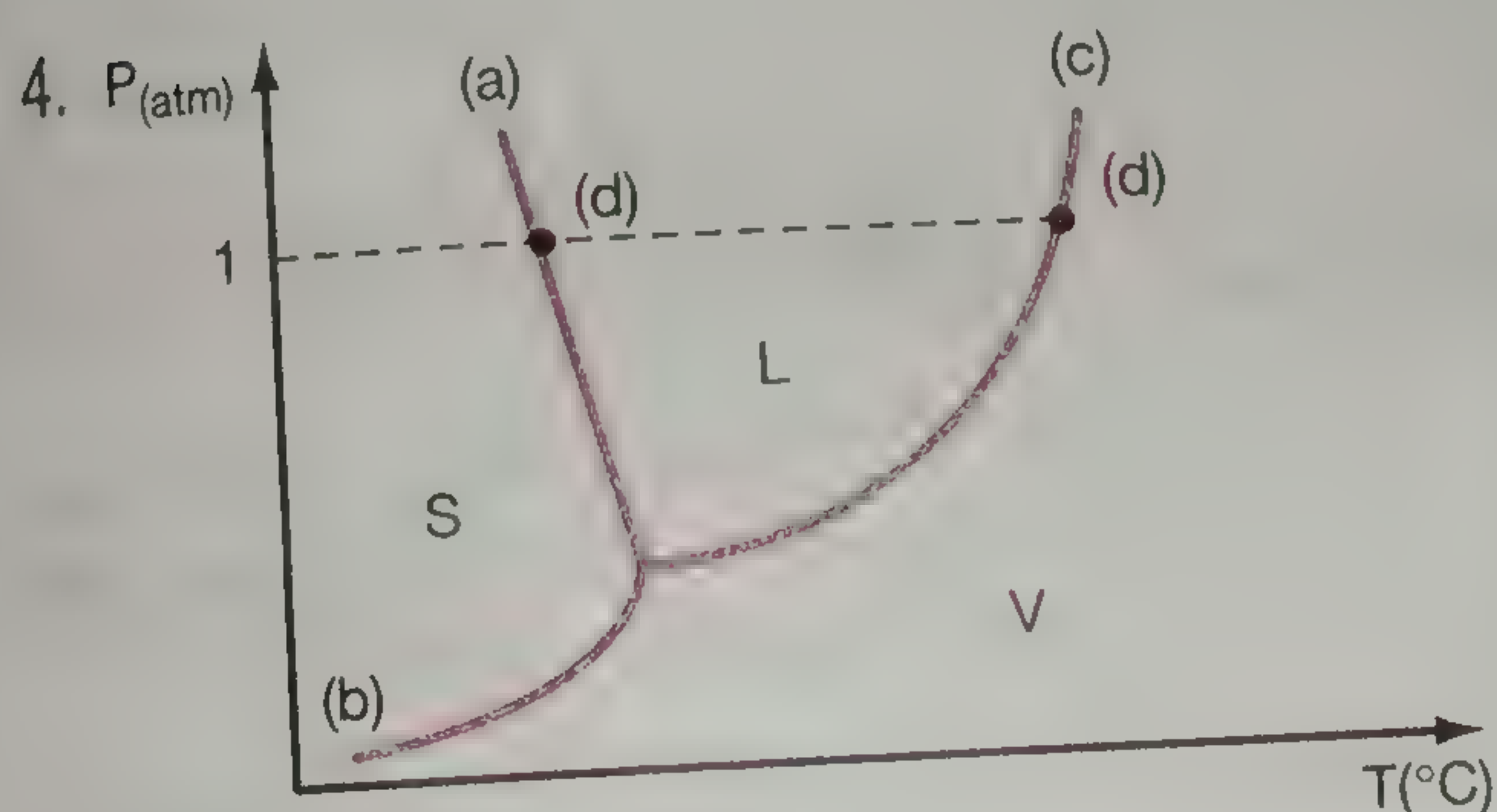
13. -5,81

14. A pass
miperm
potônic
nico), p
solução

16

Soluções: efeitos coligativos

1. Quanto maior a pressão atmosférica, maior a temperatura de ebulição de um líquido; portanto, um líquido em Santos ferve a uma temperatura mais alta do que no pico de Itatiaia.
2. No alto da serra. Em locais altos, a pressão atmosférica é menor e a temperatura de ebulição, por consequência, também é menor. Nessas condições, os alimentos demoram mais para cozinhar.
3. O NaCl é extraído por cristalização. A água é parcialmente evaporada e o NaCl cristaliza antes dos outros sais presentes.



5. Quando nessa temperatura a pressão de vapor da água se iguala à pressão atmosférica de uma atmosfera.
6. Numa panela com tampa, a pressão sobre a superfície do líquido é maior. A temperatura de ebulição é, portanto, maior nessas condições.
7. a) A solução de sacarose.
b) A solução de sacarose.
c) A solução de sacarose.
8. Alternativa a.
9. Alternativa d.
10. 0,16
11. 273,6 u
12. 100,052 °C
13. -5,81 °C
14. A passagem de solvente pela membrana semipermeável dá-se do meio mais diluído (hipotônico) para o mais concentrado (hipertônico), portanto da solução 0,001 mol/L para a solução 0,01 mol/L.

15. Alternativa a.

16. 0,16 mol/L

17. $4,2 \cdot 10^{-2}$ mol/L

18. Alternativa e.

19. Alternativa d.

20. Alternativa b.

21. Alternativa b.

22. Alternativa b.

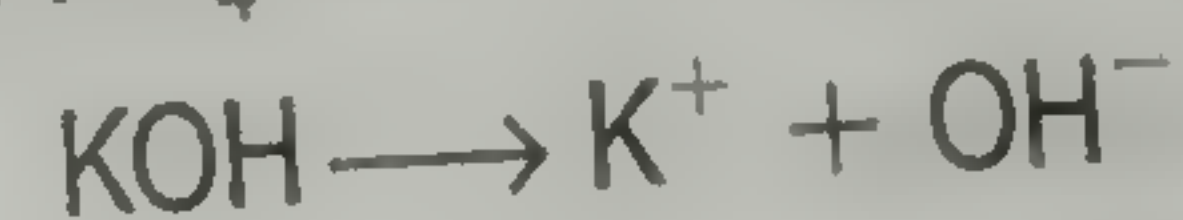
23. Alternativa b.

24. $\Delta t_c = K_c \cdot \omega \cdot i$

A constante criométrica é a mesma para ambas as soluções (mesmo solvente). A concentração molal também é a mesma. O único fator que tem influência na temperatura de congelamento é o fator de Van't Hoff (i).

$$i = 1 + \alpha (q - 1)$$

q é o número de partículas resultantes da dissociação do soluto. Ambos os solutos formam duas partículas: $\text{NH}_4\text{OH} \rightarrow \text{NH}_4^+ + \text{OH}^-$



α é o grau de dissociação do soluto. Para o NH_4OH , α tem valor próximo de 0 (base fraca — soluto pouco dissociado). Para o KOH, α tem valor próximo de 1 (base forte — soluto que em água se encontra praticamente 100% dissociado).

Portanto, $i(\text{KOH}) > i(\text{NH}_4\text{OH})$ e $\Delta t_c(\text{KOH}) > \Delta t_c(\text{NH}_4\text{OH})$. Quanto maior o Δt_c , menor a temperatura de congelamento. Conclui-se, por consequência, que a solução de KOH tem um ponto de congelamento menor.

25. a) As duas soluções têm concentração 0,1 mol/kg de água.

b) A solução de NaBr tem maior ponto de ebulição.

26. a) $\pi = 771,9$ kPa

b) Pressão osmótica da solução = 679,3 kPa; portanto, a bebida não é isotônica em relação às células do corpo humano.

17

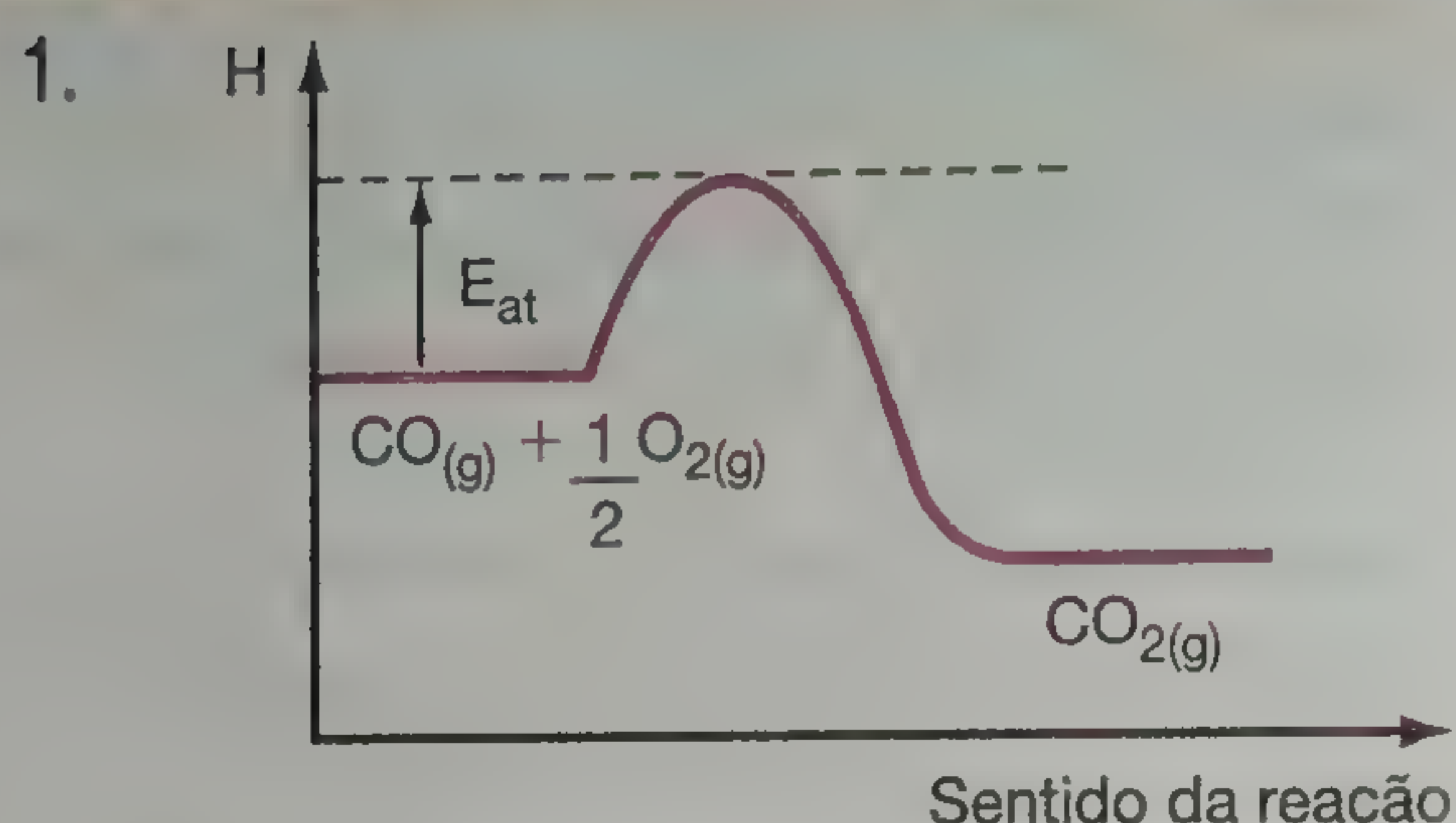
Energia térmica nas reações químicas: termoquímica

- $\text{H}_{2(g)} + \text{S}_{(\text{romb.})} \longrightarrow \text{H}_2\text{S}_{(g)}$
 $\Delta H = -4,8 \text{ kcal/mol}$
 - $\text{CO}_{(g)} + 1/2 \text{O}_{2(g)} \longrightarrow \text{CO}_{2(g)}$
 $\Delta H = -67,7 \text{ kcal/mol}$
 - $\text{HBr}_{(aq)} + \text{KOH}_{(aq)} \longrightarrow \text{KBr}_{(aq)} + \text{H}_2\text{O}_{(l)}$
 $\Delta H = -13,8 \text{ kcal/eqg}$
 - $\text{NH}_4\text{Cl}_{(s)} + n \text{H}_2\text{O}_{(l)} \longrightarrow \text{NH}_4\text{Cl}_{(aq)}$
 $\Delta H = +3,6 \text{ kcal/mol}$
- 285 kJ/mol de H_2
 - 282 kJ/mol de CO
 - 885 kJ/mol de CH_4

- Alternativa a.
- 20,0 kcal
- 2,12 kcal/mol
- 6,6 kcal
- 635,4 kcal
- +11,2 kcal
- Alternativa e.
- Alternativa c.
- +10 kcal

18

Velocidade das reações químicas: cinética química



- Alternativa a.
- 0,01 mol de O_2/s
 - 0,02 mol de $\text{Cl}_2\text{O}/\text{s}$
- $1,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol de NO}_2/\text{s}$
- $v = k [\text{CH}_4] \cdot [\text{O}_2]^2$
 - $v = k [\text{H}_2]^2 \cdot [\text{O}_2]$
 - $v = k [\text{O}_2]^3$
- Alternativa e.
- 90 minutos.
 - A velocidade da reação diminui com o passar do tempo.

No intervalo de 0 a 30' a velocidade é 0,017 mol/L. min. No intervalo de 30' a 60' a velocidade é 0,008 mol/L. min.

- Área de contato e energia de ativação.
 - Quando a madeira está na forma de serragem, a área de contato com o oxigênio do ar é maior.
A faísca elétrica fornece a energia de ativação necessária para ter início a queima da serragem.
- Alternativa d.
- Alternativa d.
- Alternativa c.
- Alternativa e.
- 11 kcal. Processo exotérmico.
 - Na ausência de catalisador: 80 kcal.
Na presença de catalisador: 39 kcal.

19

Transformações químicas: equilíbrio nas reações

- $K_c = \frac{[\text{NO}] \cdot [\text{SO}_3]}{[\text{NO}_2] \cdot [\text{SO}_2]}$
 - $K_c = \frac{[\text{NO}_2]^2}{[\text{NO}]^2 \cdot [\text{O}_2]}$

$$2. a) K_c = \frac{[\text{CH}_3\text{OH}]}{[\text{CO}] [\text{H}_2]^2} (\text{mol/L})^{-2}$$

$$K_p = \frac{p_{\text{CH}_3\text{OH}}}{p_{\text{CO}} \cdot p_{\text{H}_2}^2} (\text{atm})^{-2} \text{ ou } (\text{mmHg})^{-2}$$

$$b) K_c = \frac{[H_2]^4}{[H_2O]^4}$$

$$K_p = \frac{p_{H_2}^4}{p_{H_2O}^4}$$

3. $1,0 \cdot 10^3$

4. $1,55 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$

5. Alternativa c.

6. $K_c = 4,6 \cdot 10^{-2}$



$$K_a = \frac{[H^+]^2 \cdot [S^{2-}]}{[H_2S]}$$



$$K_a = \frac{[H^+] \cdot [H_3CCOO^-]}{[H_3C - COOH]}$$

8. $4,2 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$

9. Alternativa b.

10. a) $1,82 \cdot 10^{-5} \text{ mol/L}$

b) $1,34 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$

11. a) $1,71 \cdot 10^{-5} \text{ mol/L}$

b) $1,84 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$

12. a) Será deslocado para a esquerda.

b) As concentrações de NO e O₂ aumentam; a concentração de NO₂ diminuirá.

c) K_c diminui.

13. Alternativa d.

14. Alternativa c.

15. Alternativa a.

16. a) O equilíbrio se deslocará para a direita.

b) O equilíbrio se deslocará para a direita.

c) O equilíbrio se deslocará para a esquerda.

17. O equilíbrio se desloca para a esquerda, diminuindo dessa forma a dissociação do NH₄OH.

18. a) O equilíbrio desloca-se para a esquerda e a concentração de A_c⁻ diminui.

b) Permanece o mesmo.

19. a) Não há alteração nas concentrações de H⁺ e CO₃²⁻.

b) Não. O NaCl não desloca o equilíbrio.

20. Alternativa d.

21. Alternativa b.

22. a) O equilíbrio desloca-se para a esquerda.

b) O equilíbrio desloca-se para a direita.

c) O equilíbrio desloca-se para a direita.

d) A concentração de HCl não se altera.

23. Alternativa b.

24. a) pH = 1 pOH = 13

b) pH = 3 pOH = 11

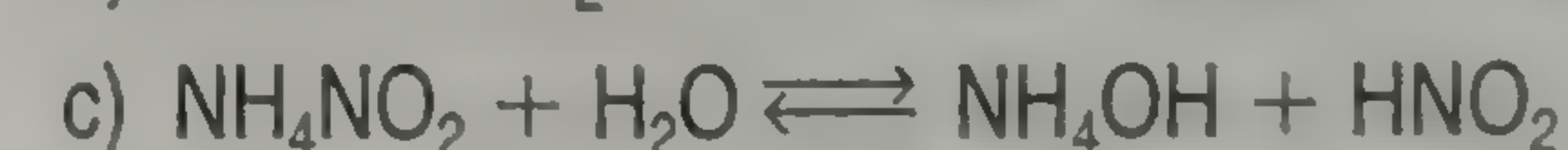
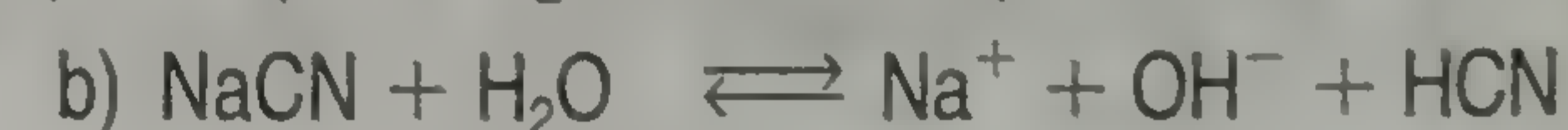
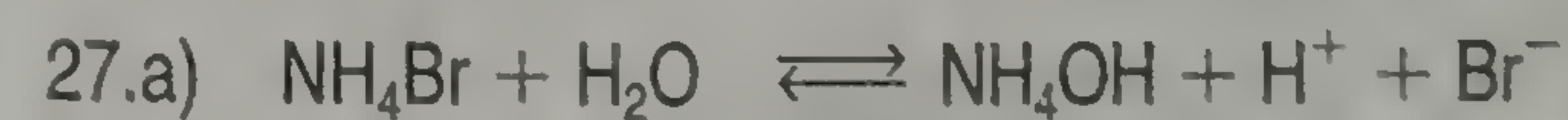
c) pH = 8 pOH = 6

d) pH = 6 pOH = 8

25. Alternativas a, b e d: meios ácidos

Alternativa c: meio básico

26. pH = 10,6



28. a) pH > 7

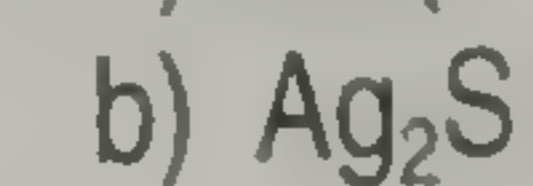
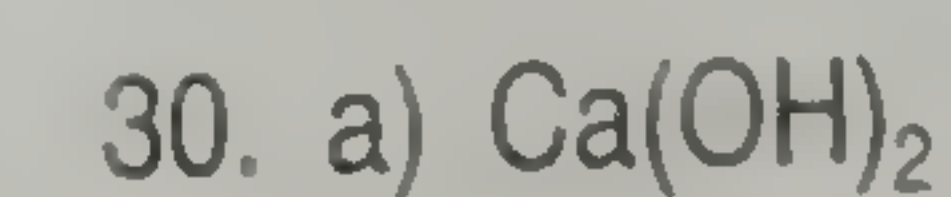
d) pH > 7

b) pH = 7

e) pH = 7

c) pH < 7

29. Alternativa a.



31. $3,2 \cdot 10^{-5} (\text{mol/L})^3$

32. Alternativa d.

33. Alternativa d.

34. Alternativa a.

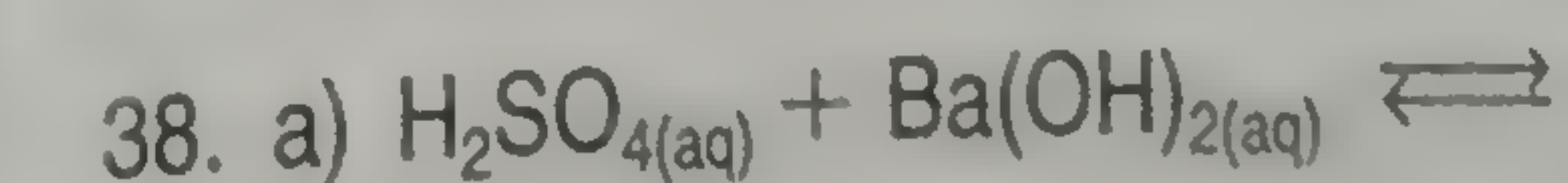
35. $3,5 \cdot 10^{-9} \text{ mol/l}$

36. a) 55,6 dm³

b) Não; o volume de água necessário para solubilizar 1 mol de HgS é $3,3 \cdot 10^{25} \text{ dm}^3$.

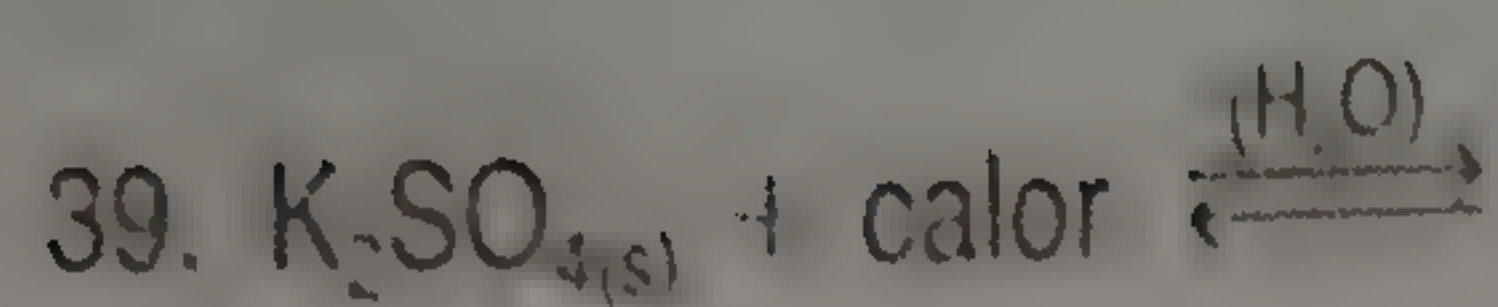
37. $[Ba^{2+}] = 4 \cdot 10^{-7} \text{ mol/l}$

Este valor está abaixo do limite letal, portanto não coloca em risco a vida do paciente.



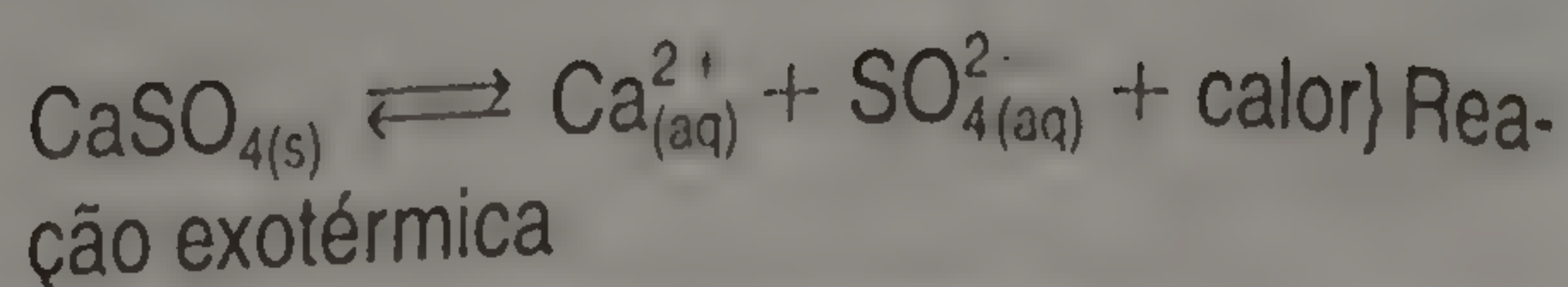
2,33 g de precipitado

b) $4,7 \cdot 10^{-4} \text{ g}$



Reação endotérmica

O aquecimento desloca o equilíbrio acima para a direita (princípio de Le Chatelier). O calor favorece, portanto, a dissolução do K_2SO_4 em água (aumento de solubilidade).



O aquecimento desloca esse equilíbrio para a esquerda, favorecendo a precipitação do CaSO_4 (diminuição de solubilidade).

40. Alternativa c.

20 Reações químicas com transferência de elétrons: oxirredução

- a) 0 d) +1
b) -1 e) -3
c) +3 f) +7
- Alternativa b.
- Alternativas a, b e d.
- Alternativa c.
- a) Agente oxidante: HCl (cloreto de hidrogênio)
Agente redutor: Fe (ferro)
b) Não é reação de oxirredução.
c) Agente oxidante: CuSO_4 (sulfato de cobre II)
Agente redutor: Fe (ferro)
- Alternativa b.
- Alternativa c.
- a) 6 elétrons perdidos
6 elétrons ganhos
b) 2 elétrons ganhos
2 elétrons perdidos
- a)
 $2\text{HNO}_3 + 6\text{HI} \rightarrow 2\text{NO} + 3\text{I}_2 + 4\text{H}_2\text{O}$
Agente oxidante: HNO_3
Agente redutor: HI
b) $20\text{HNO}_3 + 3\text{P}_4 + 8\text{H}_2\text{O} \rightarrow 12\text{H}_3\text{PO}_4 + 20\text{NO}$
Agente oxidante: HNO_3
Agente redutor: P_4
c) $3\text{S} + 4\text{HNO}_3 \rightarrow 2\text{H}_2\text{O} + 4\text{NO} + 3\text{SO}_2$
Agente oxidante: HNO_3
Agente redutor: S
d) $1\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + 6\text{FeSO}_4 + 7\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow 1\text{K}_2\text{SO}_4 + 1\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + 3\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + 7\text{H}_2\text{O}$
Agente oxidante: $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$
Agente redutor: FeSO_4

- Alternativa d.
- a) $1\text{Cu} + 4\text{HNO}_3 \rightarrow 1\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{NO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$
Agente oxidante: HNO_3
Agente redutor: Cu
b) $1\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + 14\text{HBr} \rightarrow 2\text{KBr} + 2\text{CrBr}_3 + 3\text{Br}_2 + 7\text{H}_2\text{O}$
Agente oxidante: $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$
Agente redutor: HBr
c) $2\text{Ag} + 2\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Ag}_2\text{SO}_4 + \text{SO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$
Agente oxidante: H_2SO_4
Agente redutor: Ag
- Alternativa e.
- a) $\text{H}_2\text{S} + \text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow \text{S} + 2\text{H}_2\text{O}$
Agente oxidante: H_2O_2
Agente redutor: H_2S
b) $\text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow 2\text{HCl} + \text{O}_2$
Agente oxidante: Cl_2
Agente redutor: H_2O_2
- Alternativa a.
- Alternativa c.
- Alternativa a.
- a) $3\text{Hg}^0 + 8\text{H}^+ + 2\text{NO}_3^- \rightarrow 3\text{Hg}^{2+} + 2\text{NO} + 4\text{H}_2\text{O}$
b) $2\text{MnO}_4^- + 10\text{Cl}^- + 16\text{H}^+ \rightarrow 2\text{Mn}^{2+} + 5\text{Cl}_2 + 8\text{H}_2\text{O}$
c) $1\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 6\text{Fe}^{2+} + 14\text{H}^+ \rightarrow 2\text{Cr}^{3+} + 6\text{Fe}^{3+} + 7\text{H}_2\text{O}$
d) $2\text{MnO}_4^- + 3\text{SO}_3^{2-} + 1\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{MnO}_2 + 3\text{SO}_4^{2-} + 2\text{OH}^-$

- Alternativa d.
- Alternativa d.
- Alternativa d.
- Alternativa e.
- Alternativa e.
- Alternativa e.
- Alternativa e.
- Alternativa e.

- a) $2\text{KMnO}_4 + 6\text{K}_2\text{SO}_4 + 2\text{NaCl} + 6\text{NaCl} \rightarrow 2\text{K}_2\text{MnO}_4 + 6\text{K}_2\text{SO}_4 + 2\text{NaCl} + 6\text{NaCl}$
b) $3\text{Cl}_2 + 6\text{NaCl} \rightarrow 5\text{NaCl} + \text{NaCl}$
- a) Agente oxidante: $\text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4$
b) $5\text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + 5\text{Na}_2\text{O} + 8\text{H}_2\text{O}$
- a) Equação balanceada: $\text{CS}_2 + 2\text{H}_2\text{S}$

21 Energia

- $\text{Br}_2 + 2\text{Fe}^{2+} \rightarrow 2\text{Fe}^{3+} + 2\text{Br}^-$
 $E^0 = +0,29\text{ V}$
Reação espontânea
- Alternativa c.
- Alternativa c.
- Alternativa b.
- a) Br_2
b) Al^{3+}
- a) $\text{Zn}^0_{(s)} + \text{Cu}^{2+}_{(aq)} \rightarrow \text{Zn}^{2+}_{(aq)} + \text{Cu}^0_{(s)}$ (azul)
O $\text{Cu}^{2+}_{(aq)}$ (azul) desaparece pela qual a tonalidade muda.

RESPOSTAS

18. Alternativa d.

19. Alternativa d.

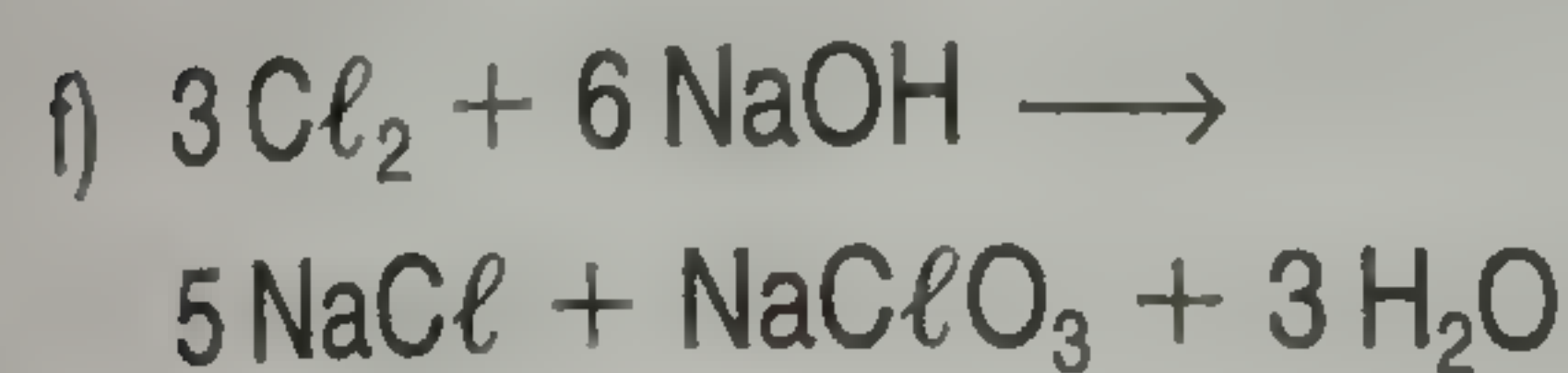
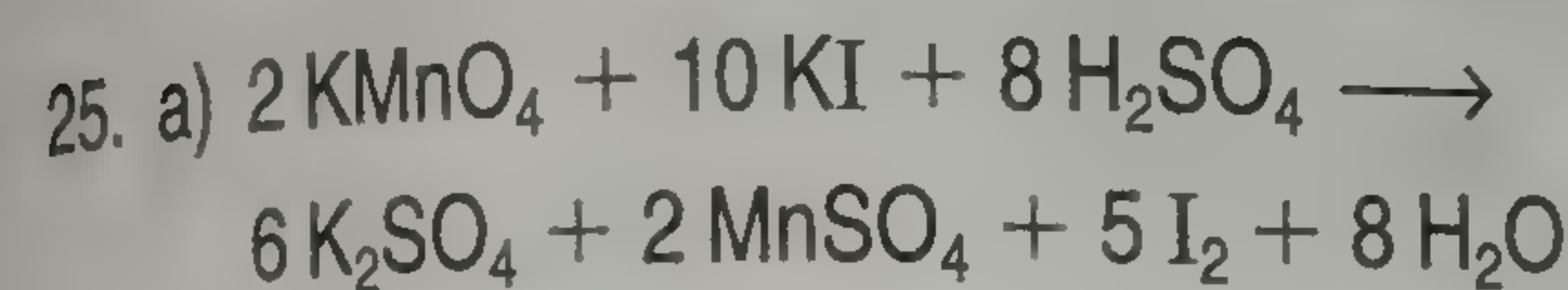
20. Alternativa d.

21. Alternativa e.

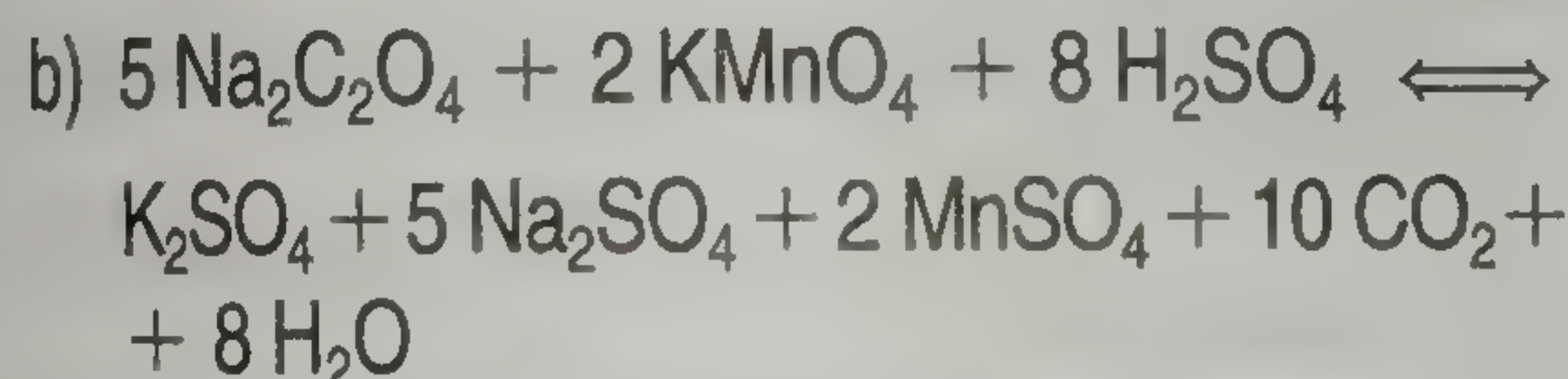
22. Alternativa e.

23. Alternativa e.

24. Alternativa e.

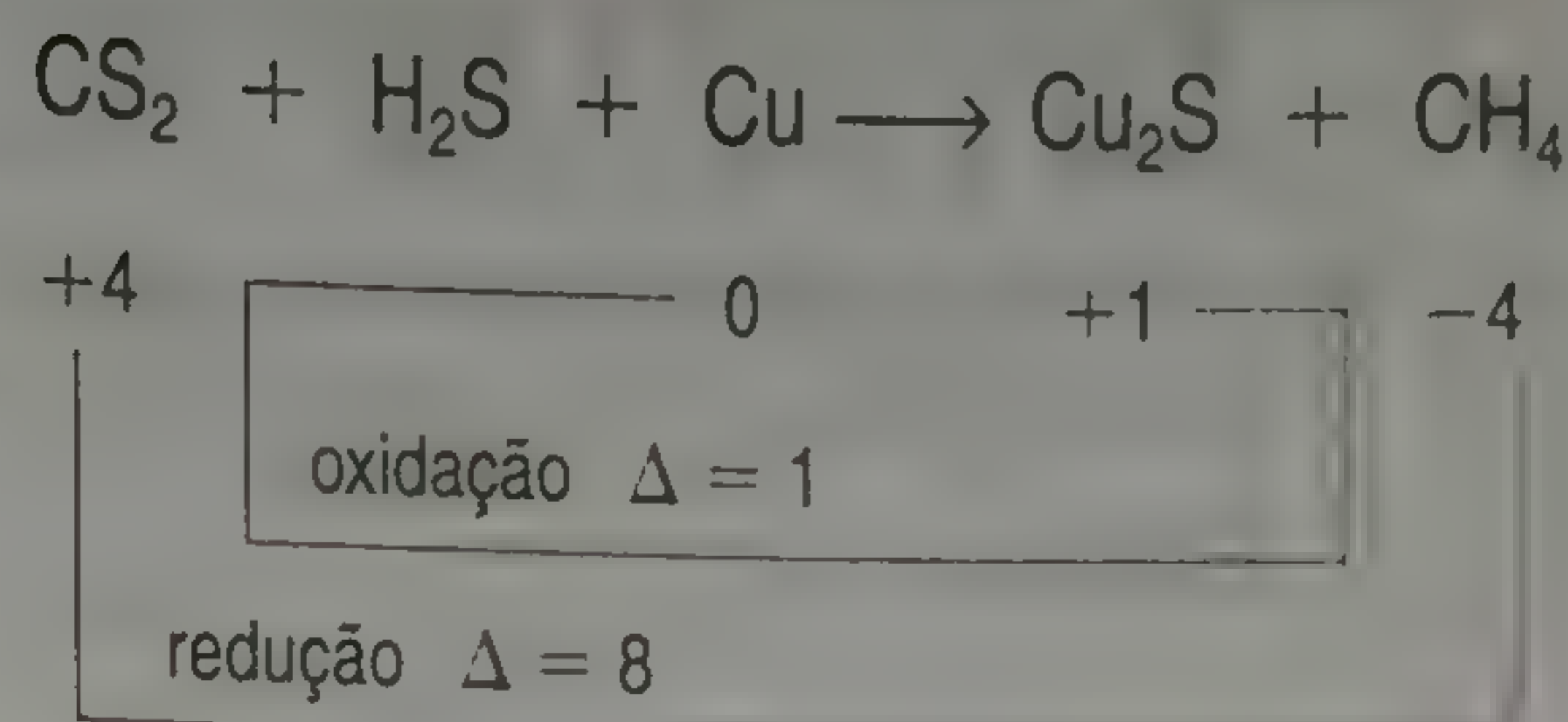


26. a) Agente oxidante: KMnO_4 ; agente redutor: $\text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4$.



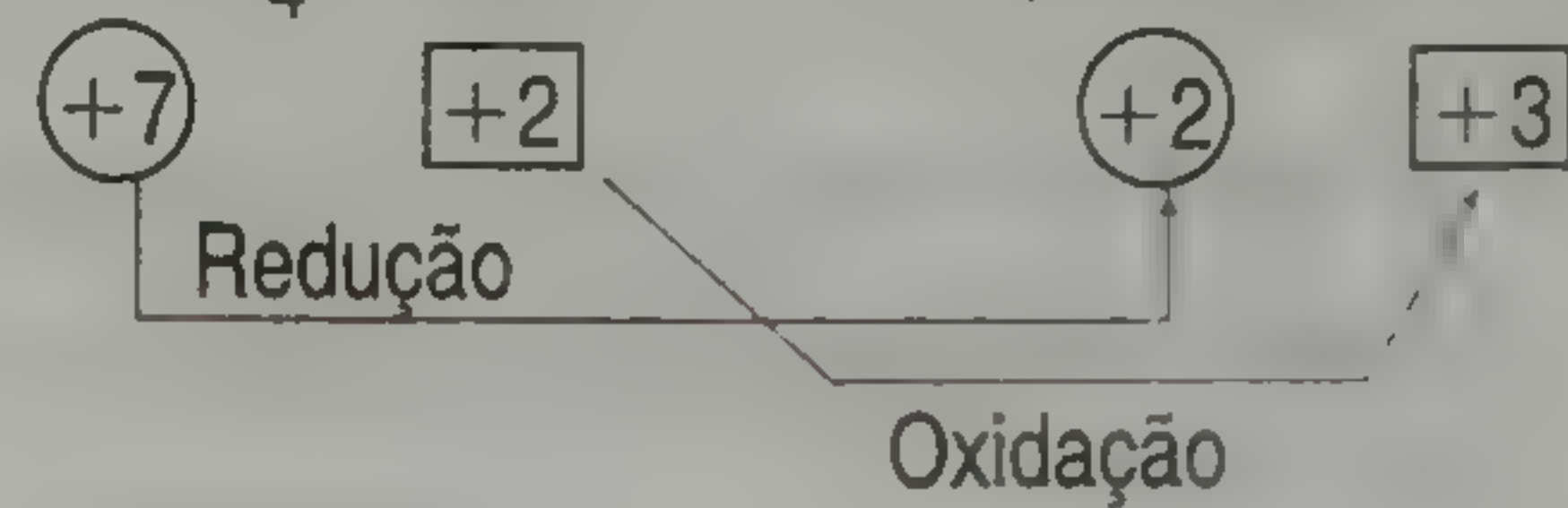
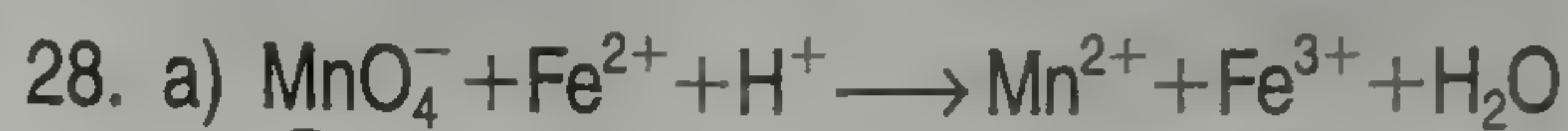
27. a) Equação balanceada:
 $\text{CS}_2 + 2 \text{H}_2\text{S} + 8 \text{Cu} \longrightarrow 4 \text{Cu}_2\text{S} + \text{CH}_4$

b) Variação dos números de oxidação dos elementos envolvidos na oxirredução:

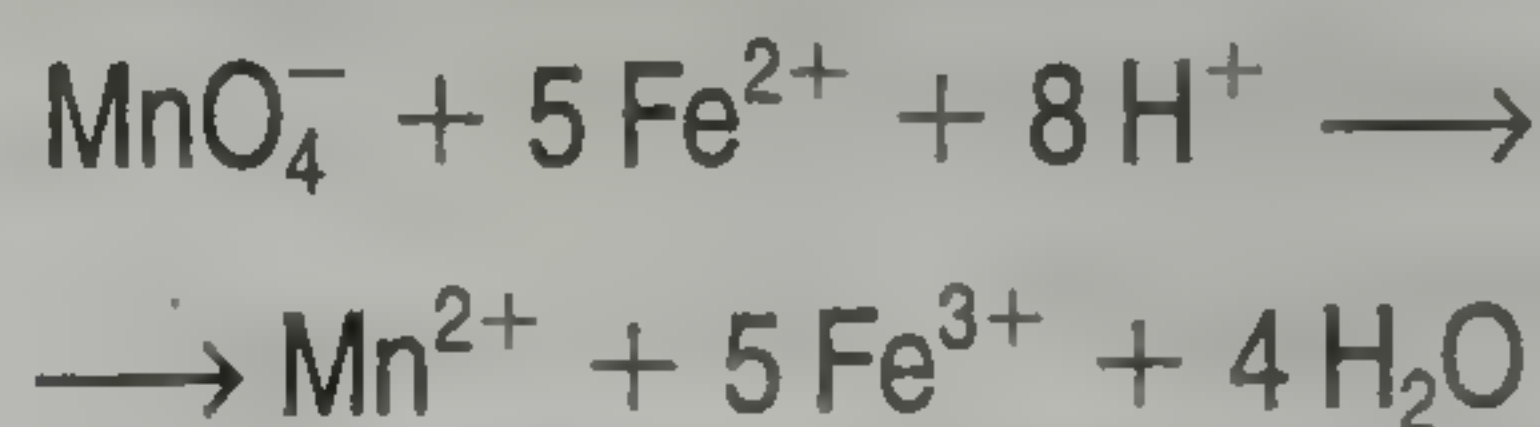


O carbono se reduz e o cobre se oxida.

Obs.: Colocando-se o valor de Δ do cobre como coeficiente do CS_2 , o valor do Δ do CS_2 como coeficiente do cobre e acertando-se um a um os coeficientes restantes, chega-se ao balanceamento indicado no item a.



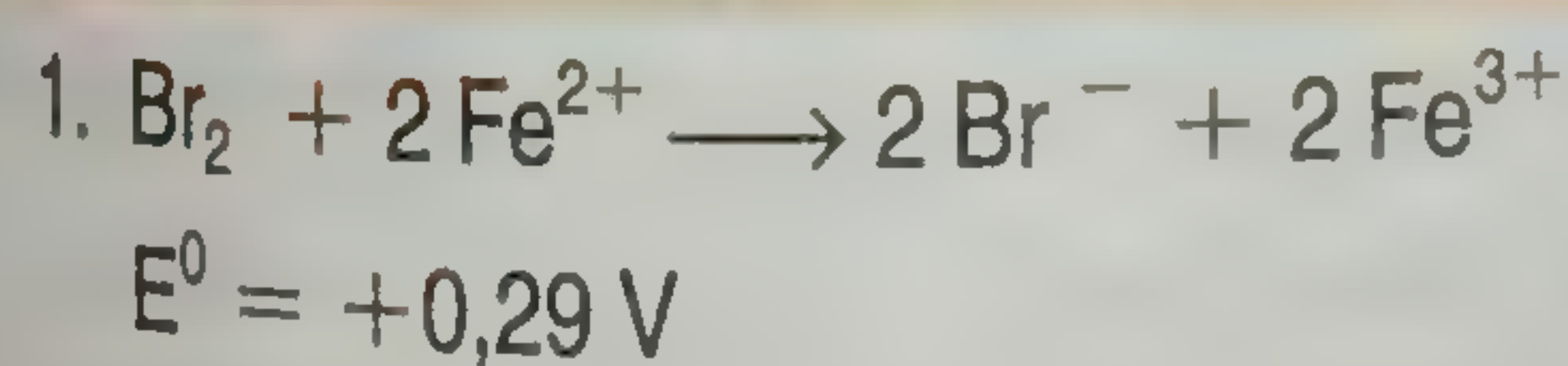
Reação balanceada:



b) Agente oxidante: MnO_4^-
 Agente redutor: Fe^{2+}

21

Energia elétrica nas reações químicas: pilhas



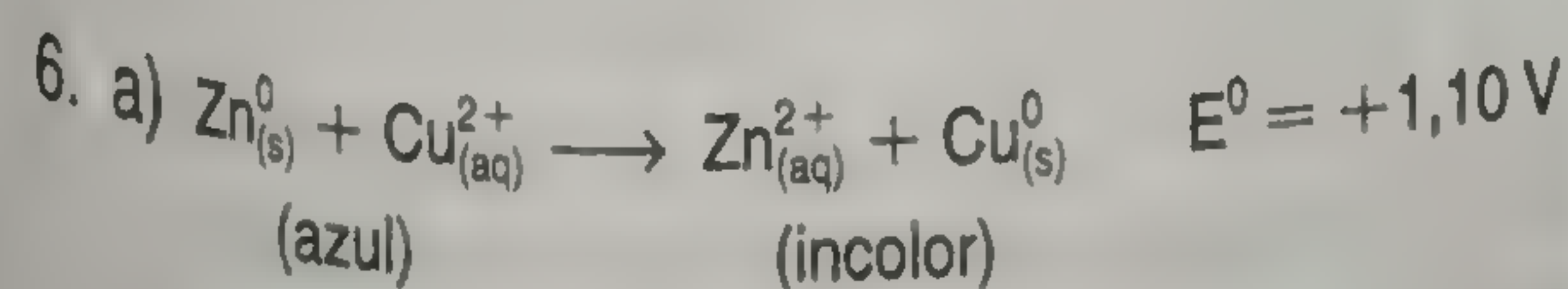
Reação espontânea.

2. Alternativa c.

3. Alternativa c.

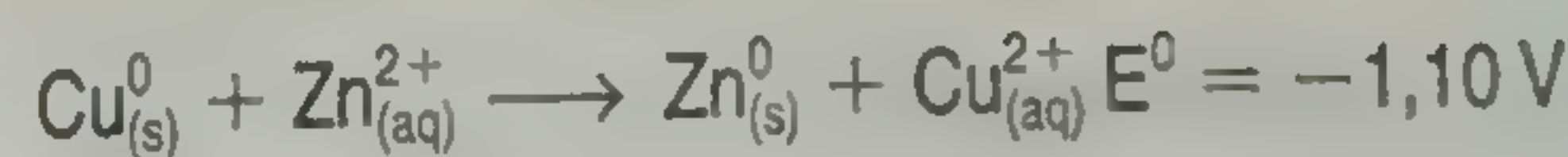
4. Alternativa b.

5. a) Br_2
 b) Al^{3+}



O $\text{Cu}_{(aq)}^{2+}$ (azul) vai se consumindo, razão pela qual a tonalidade azul da solução desaparece.

b) Não haverá reação:



7. a) Dos 3 metais, o Al tem o maior potencial de oxidação, portanto transforma-se em cátion com mais facilidade.

b) O Zn tem maior potencial de oxidação que o Fe e atua, em relação a ele, como metal de sacrifício.

8. Deve ser colocado em contato com $\text{Ni}_{(aq)}^{2+}$.

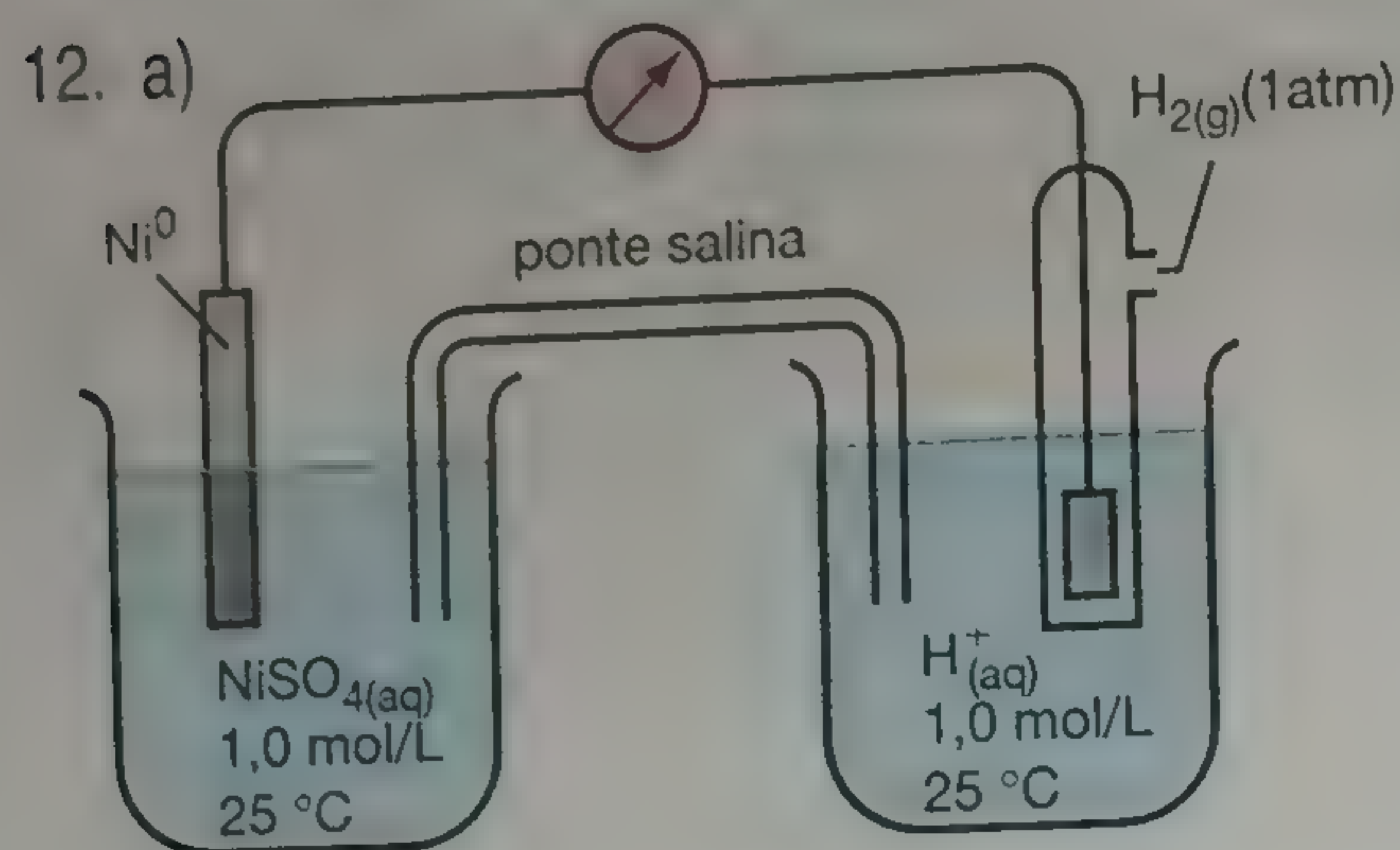
9. Alternativa d.

10. Alternativa c.

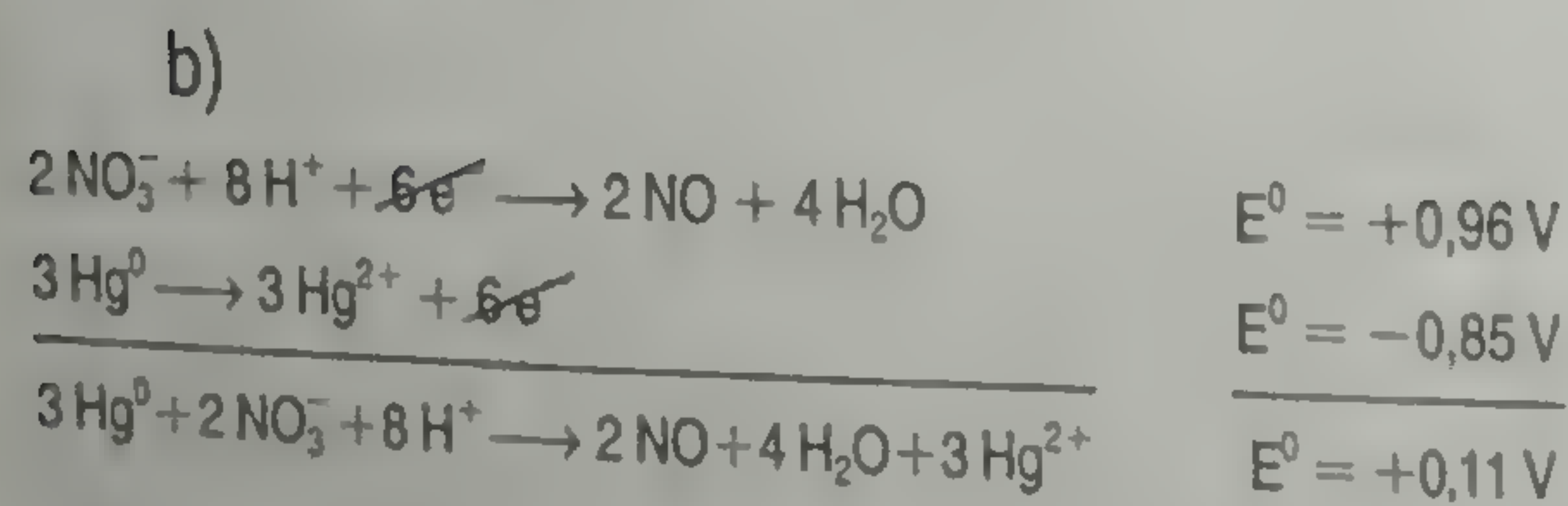
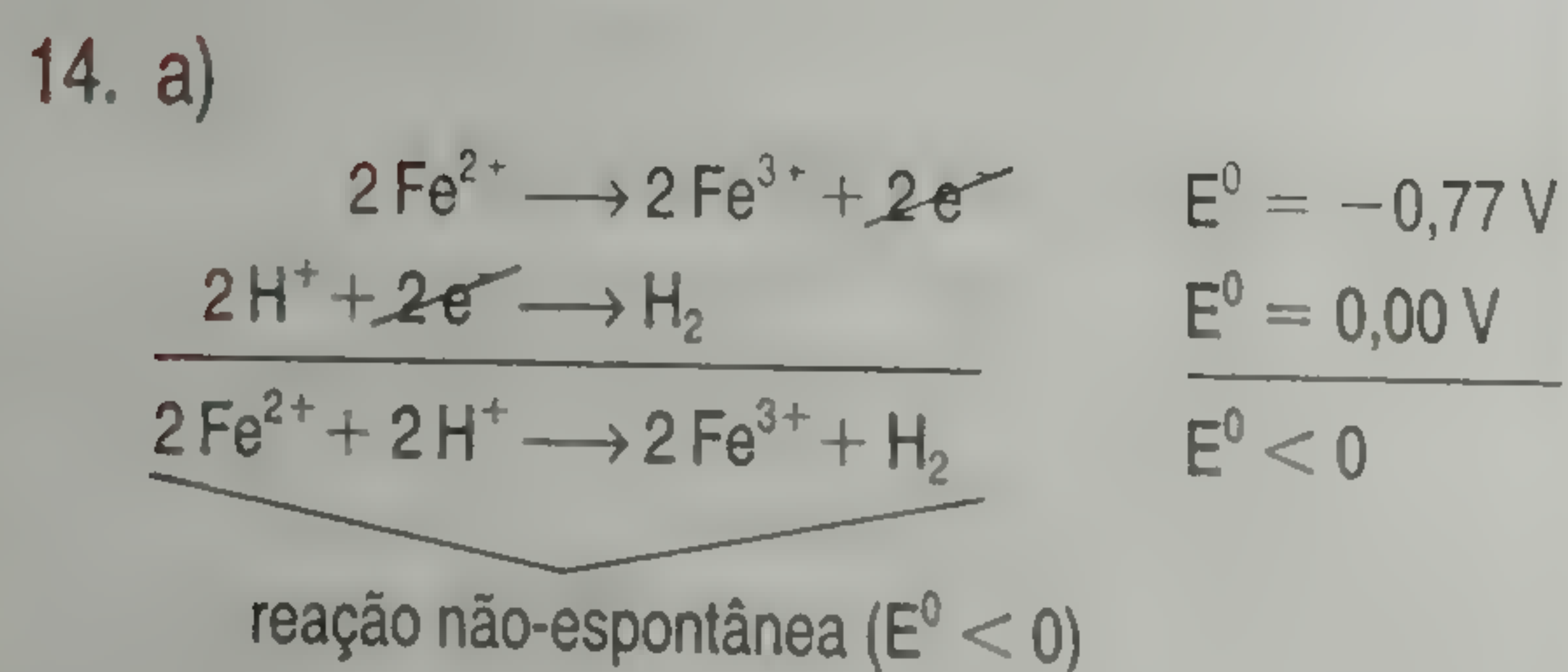
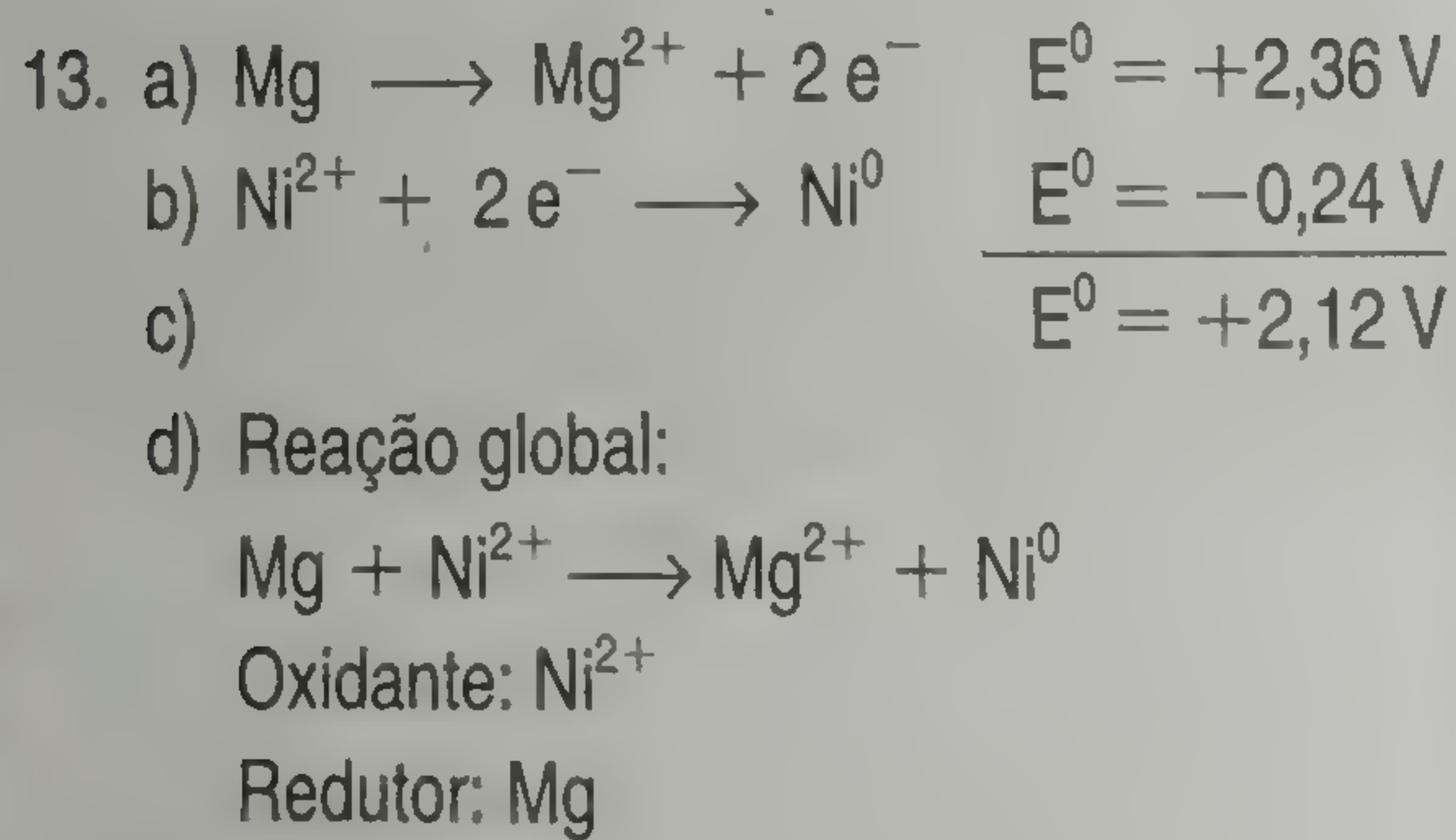
11. a) Semi-reação de redução que ocorre no cátodo da pilha.

b) Semi-reação de oxidação que ocorre no ânodo da pilha.

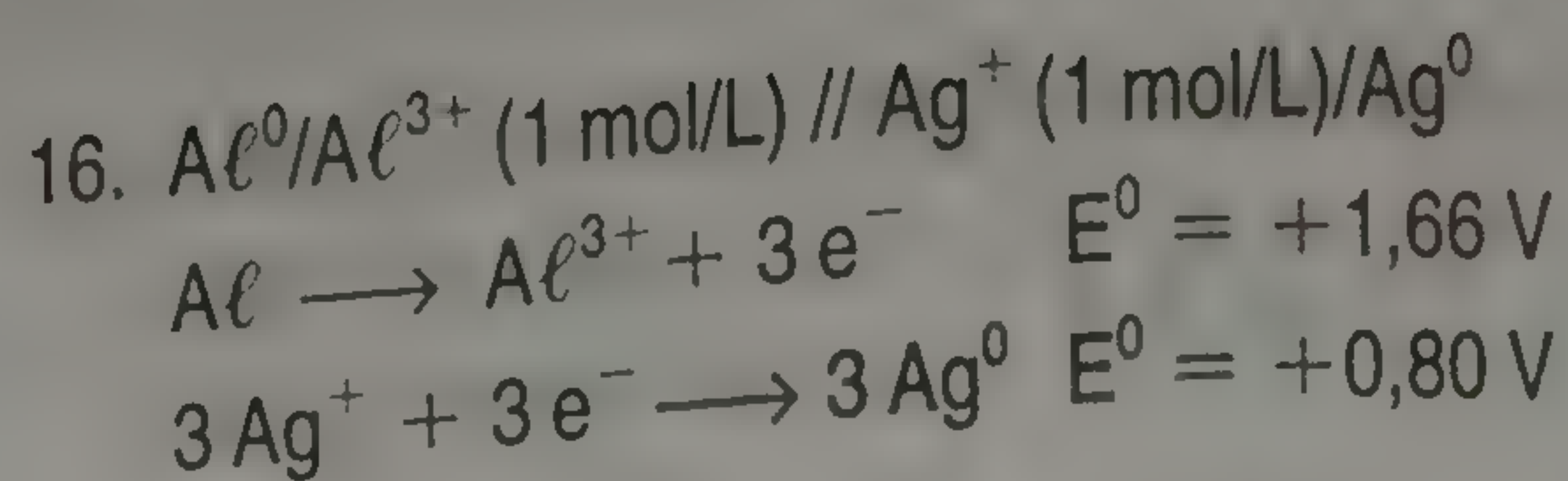
- c) É o eletrodo formado por uma placa de platina sobre a qual se borbulha H_2 . Esse sistema fica imerso numa solução 1 mol/L de H^+ , a $25^\circ C$ e 1 atm.
- d) É um sistema em que uma reação de oxirredução espontânea gera uma corrente elétrica.



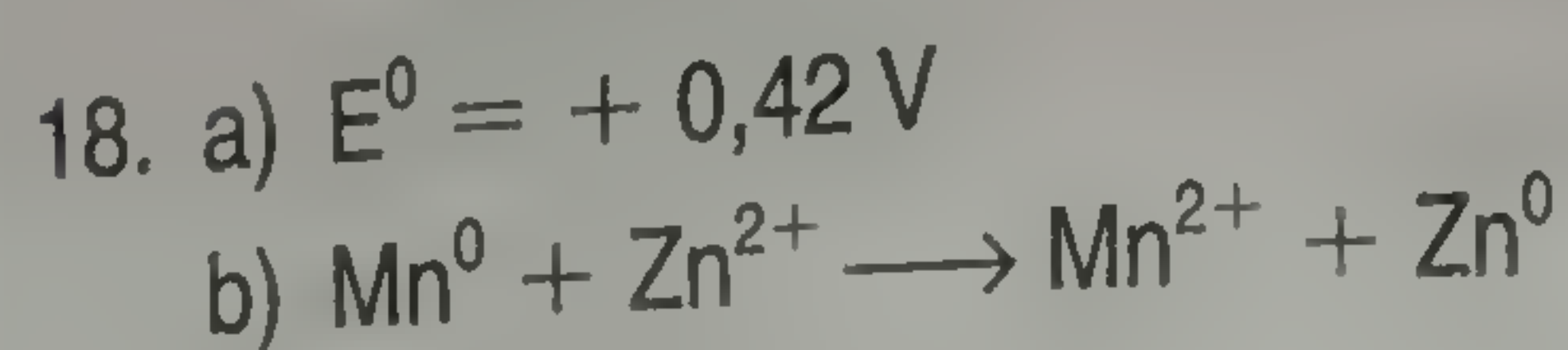
- b) Por uma lâmina de níquel metálico mergulhado numa solução 1,0 mol/L de Ni^{2+} a $25^\circ C$.
- c) Eletrodo de hidrogênio.
- d) No eletrodo de H_2 .
- e) No eletrodo de Ni.
- f) O eletrodo de H_2 .
- g) O eletrodo de Ni.
- h) $-0,24 V$



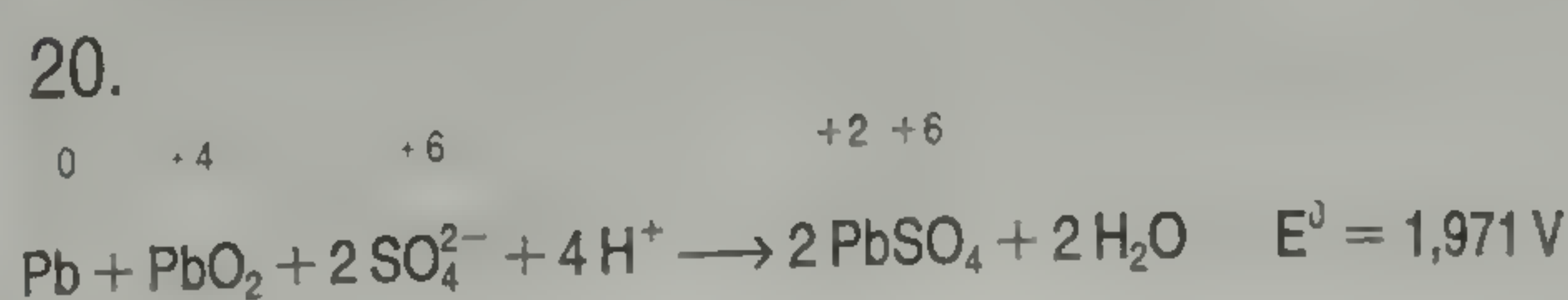
15. $CuSO_4$
- O cobre metálico deve ficar em contato com solução de $CuSO_4$.



17. a) MnO_2 : agente oxidante
- b) Os reagentes MnO_2 , NH_4^+ , Zn têm suas quantidades diminuídas.
- Os produtos Mn_2O_3 , NH_3 , H_2O , Zn^{2+} têm as suas quantidades aumentadas.



19. Alternativa d.



21. Alternativa b.

22. Alternativa d.

23. Alternativa a.

24. Alternativa c.

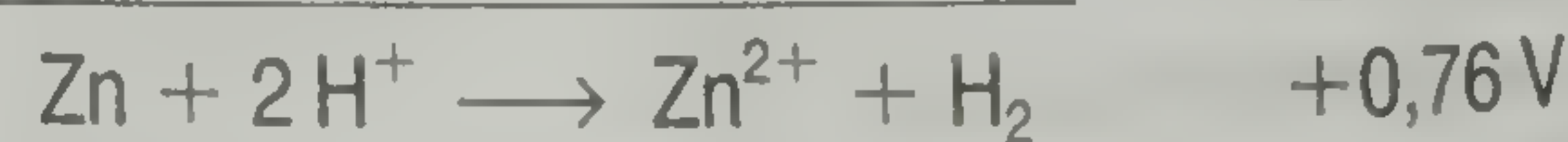
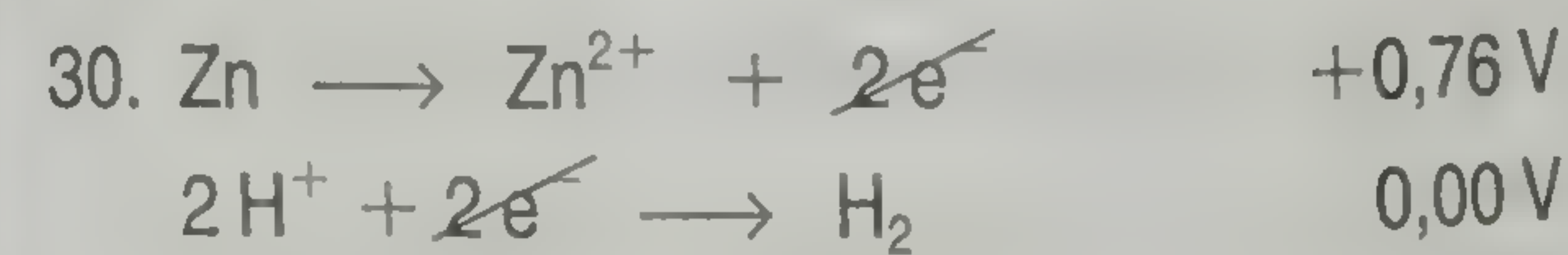
25. Alternativa c.

26. Alternativa c.

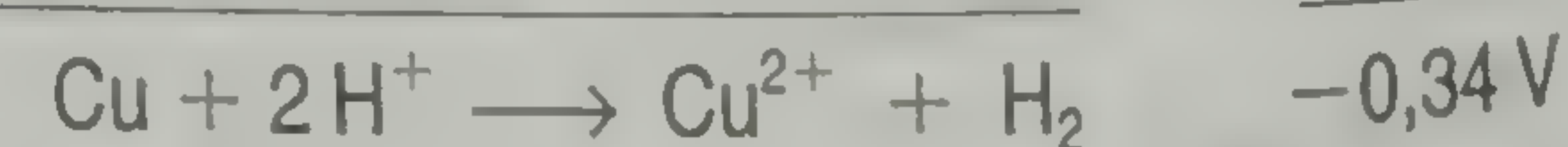
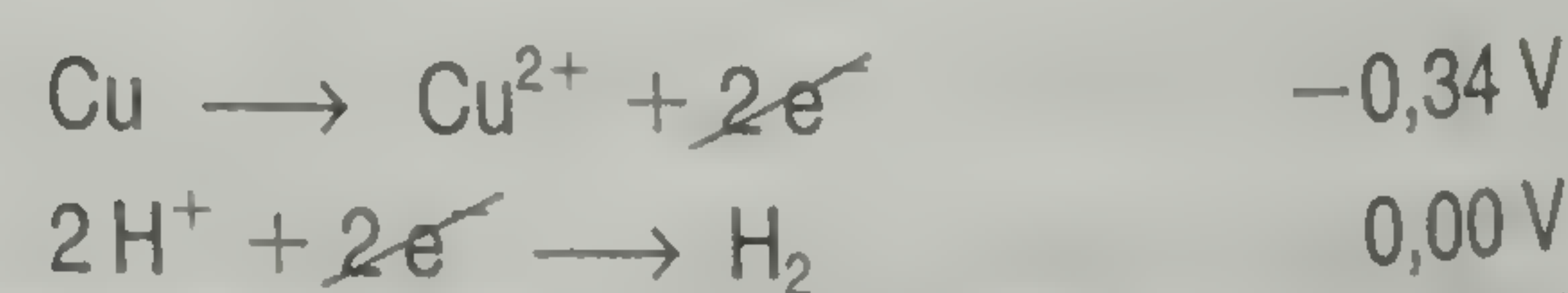
27. Alternativa d.

28. $\Delta E^0 = 0,46 V$

29. Alternativa a.



O potencial positivo indica que a reação é espontânea.



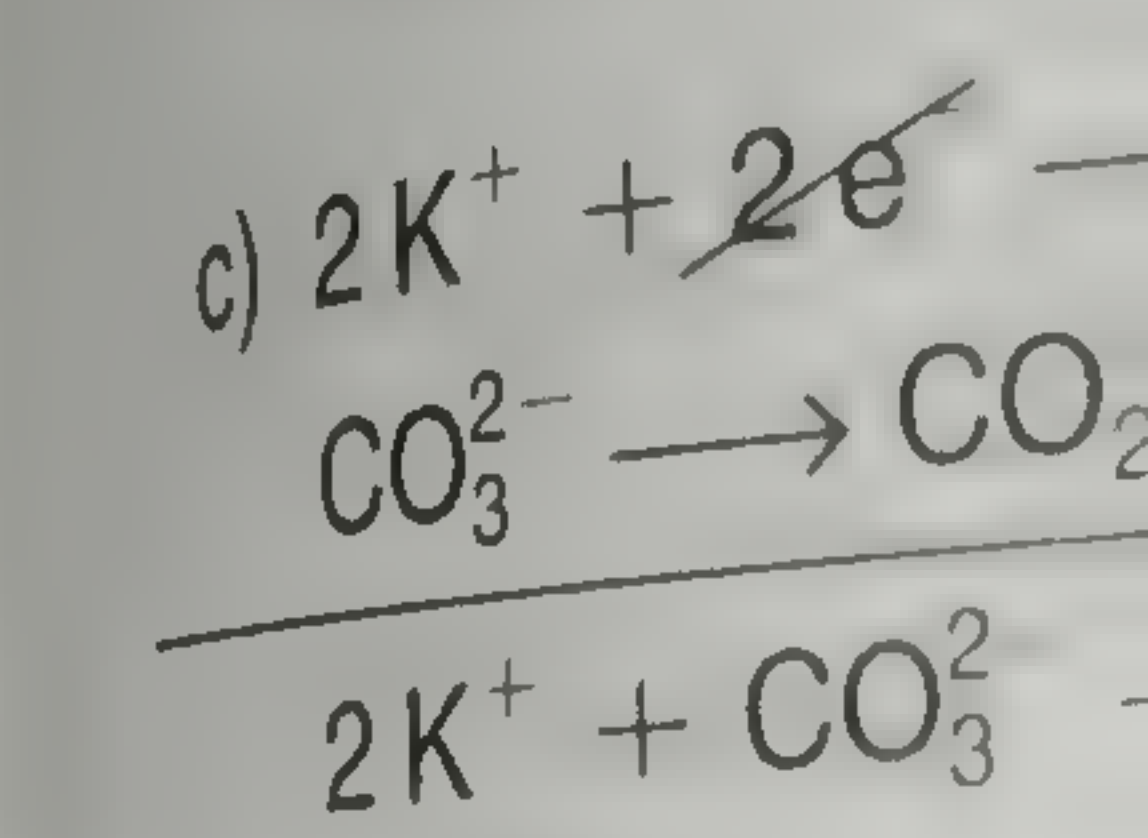
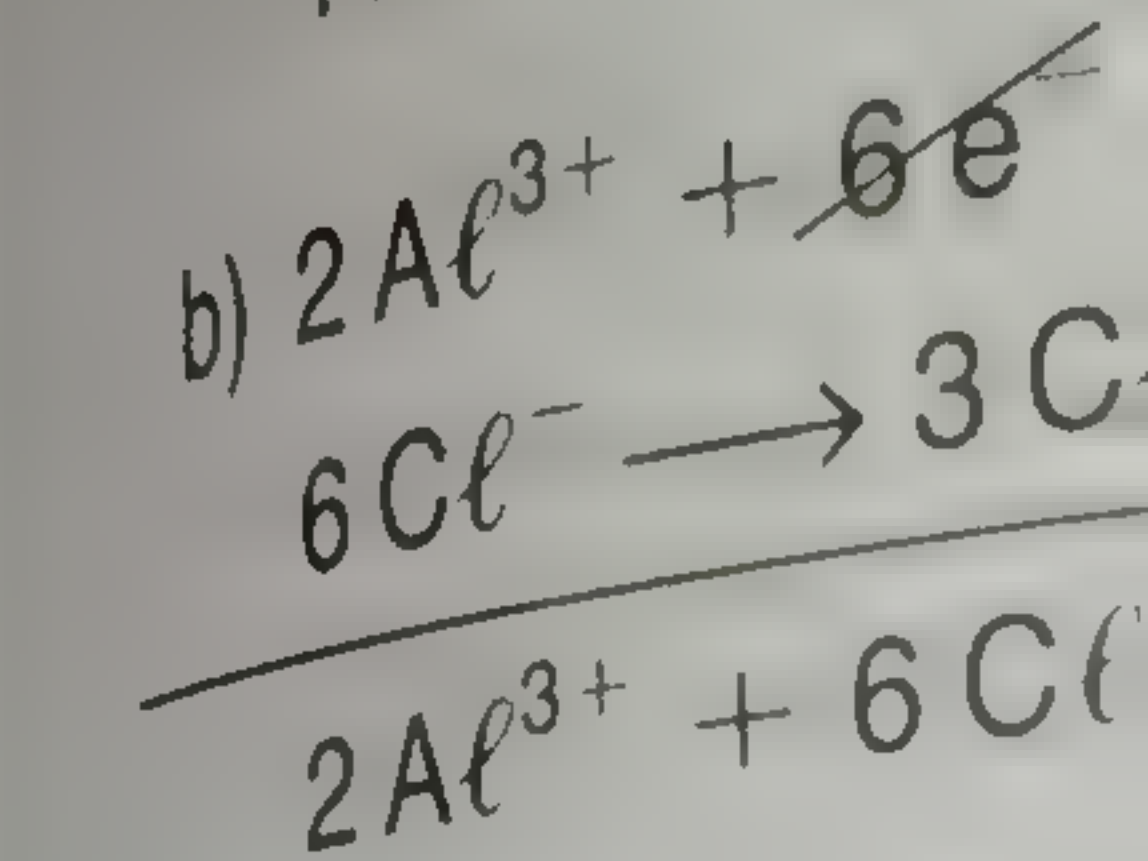
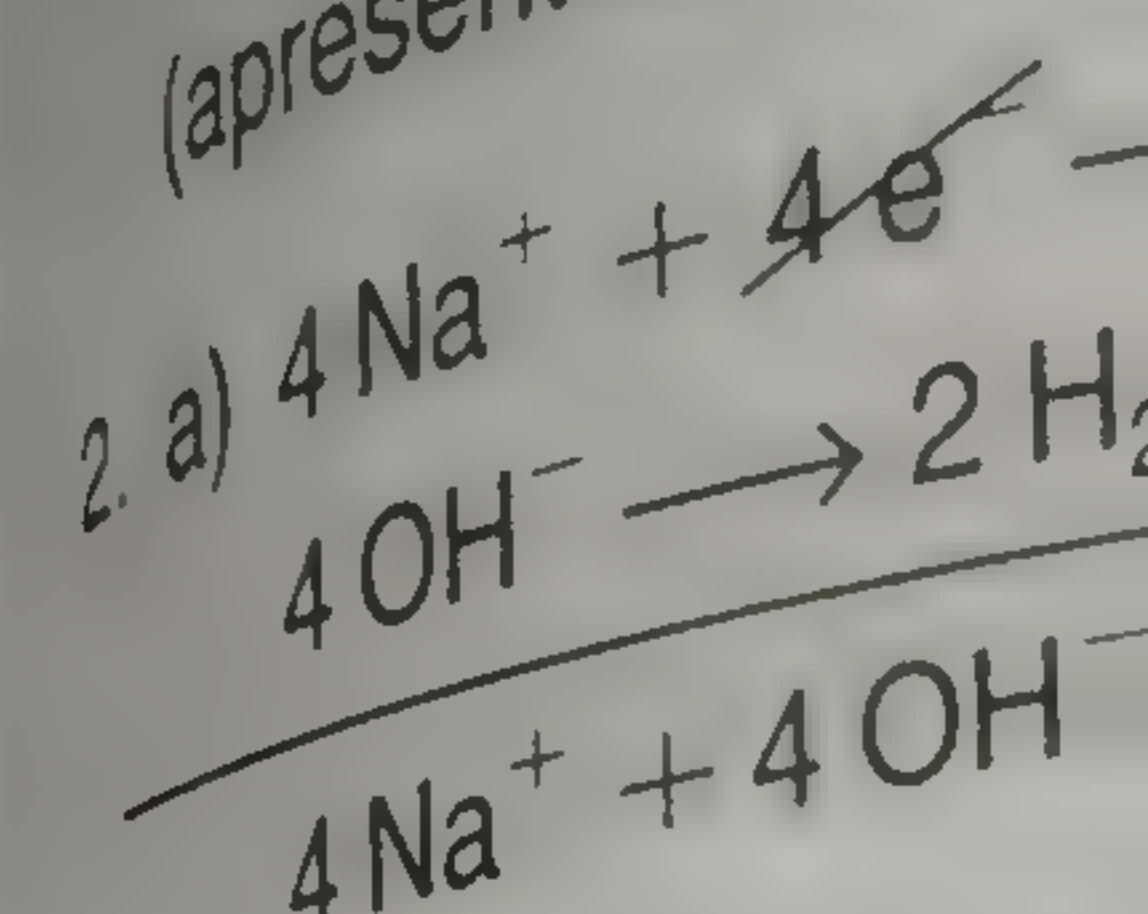
O potencial negativo indica que a oxidação do cobre pelo H^+ não é espontânea, portanto não ocorre.

Conclusão: Só a parte da liga formada pelo zinco é oxidada. A parte formada pelo cobre mantém-se resistente à oxidação.

31. Alternativa a.

22 Energia

1. É a eletrólise que ocorre (anidro) fundido. Sais e bases no estado (apresentam-se como



3. a) Zn^0 e Cl_2

4. Alternativa d.

5. Os processos de uma pilha são espontâneos. Os processos de eletrólise precisam ser forçados.

6. Alternativa b.

7. Alternativa a.

8. Alternativa d.

9. a) $2H^+ + 2e^- \rightarrow H_2$

- b) $2H^+ + 2OH^- \rightarrow 2H_2O$

- c) $2H^+ + 2OH^- \rightarrow 2H_2O$

- d) $Cu^{2+} + 2OH^- \rightarrow Cu(OH)_2$

- e) $2H^+ + 2Cl^- \rightarrow 2HCl$

- f) $Ni^{2+} + 2Br^- \rightarrow NiBr_2$

10. Alternativa c.

11. Semi-reação catódica

- Semi-reação anódica

- No cátodo é obtido H_2

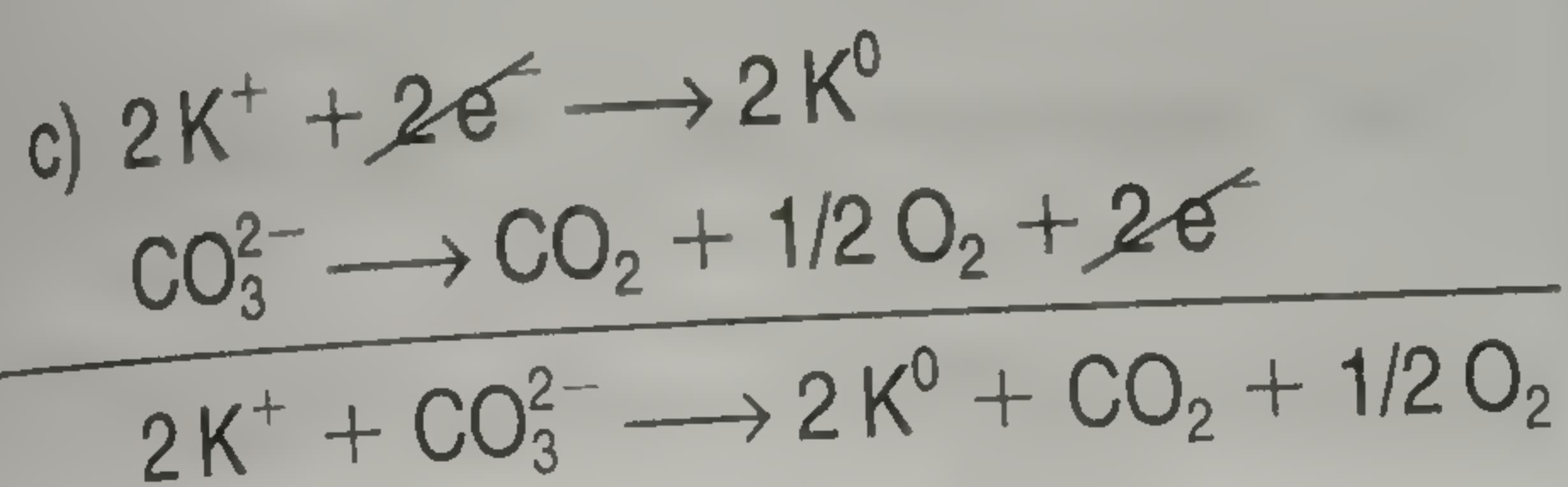
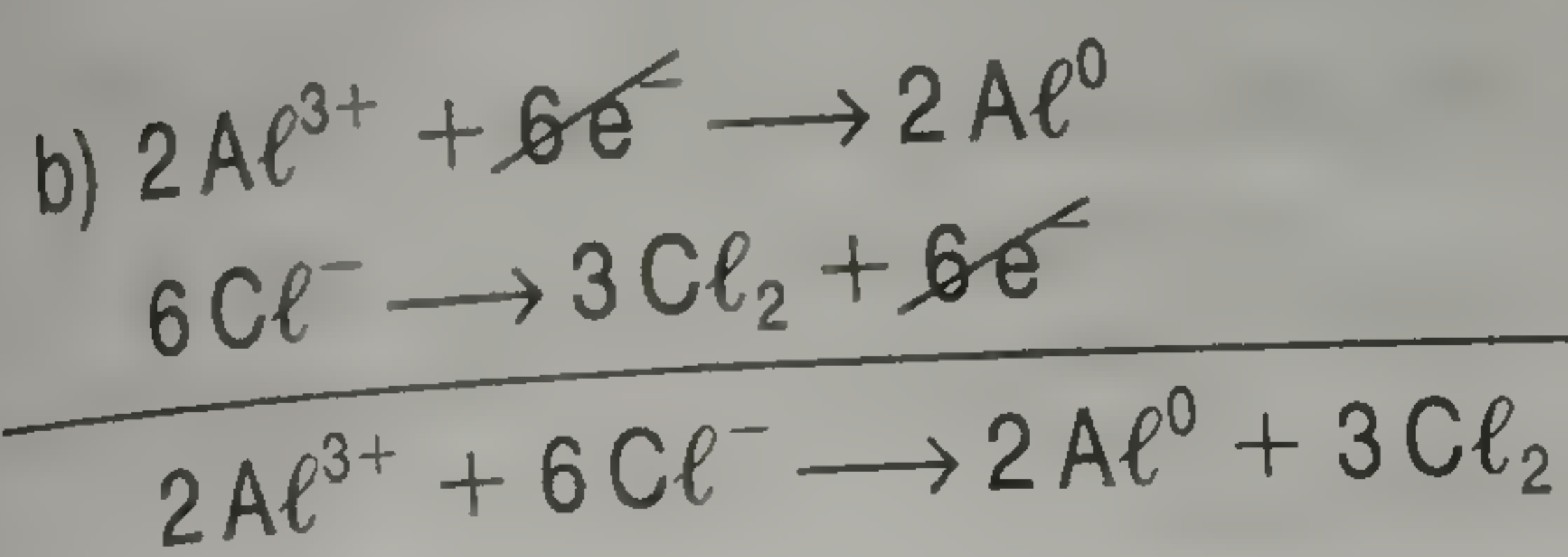
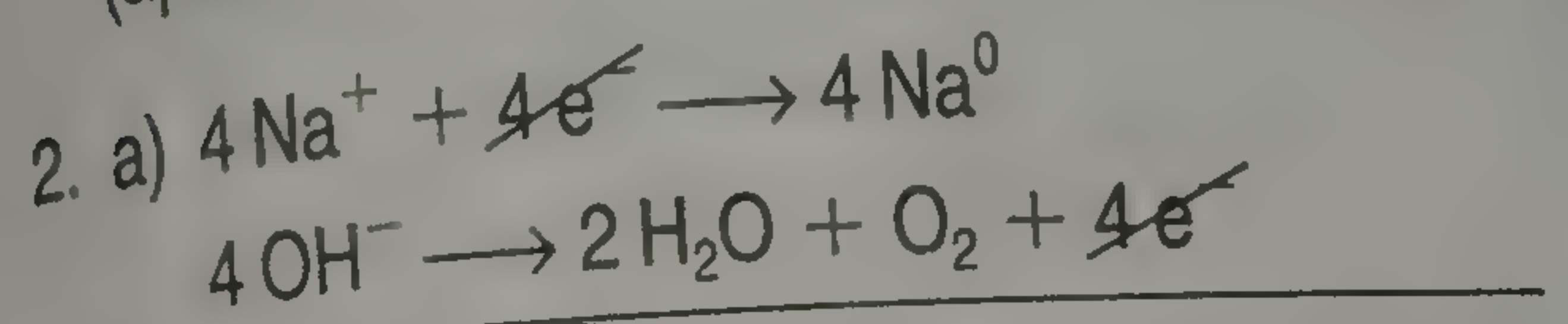
- No ânodo é obtido Cl_2

- Na cuba eletrólise

- NaOH. Quando começa a se formar

12. Alternativa b.

1. É a eletrólise que ocorre com o eletrólito puro (anidro) fundido.
Sais e bases no estado líquido são eletrólitos (apresentam-se como íons com mobilidade).



3. a) Zn^0 e Cl_2 b) Al^0 , H_2O e 3O_2

4. Alternativa d.

5. Os processos de oxirredução que ocorrem numa pilha são espontâneos.
Os processos de oxirredução que ocorrem na eletrólise precisam de energia e não são espontâneos.

6. Alternativa b.

7. Alternativa a.

8. Alternativa d.

9. a) $2 \text{H}^+ + 2 \text{Cl}^- \longrightarrow \text{H}_2 + \text{Cl}_2$
b) $2 \text{H}^+ + 2 \text{OH}^- \longrightarrow \text{H}_2 + 1/2 \text{O}_2 + \text{H}_2\text{O}$
c) $2 \text{H}^+ + 2 \text{OH}^- \longrightarrow \text{H}_2 + 1/2 \text{O}_2 + \text{H}_2\text{O}$
d) $\text{Cu}^{2+} + 2 \text{OH}^- \longrightarrow \text{Cu} + \text{H}_2\text{O} + 1/2 \text{O}_2$
e) $2 \text{H}^+ + 2 \text{Cl}^- \longrightarrow \text{H}_2 + \text{Cl}_2$
f) $\text{Ni}^{2+} + 2 \text{Br}^- \longrightarrow \text{Ni}^0 + \text{Br}_2$

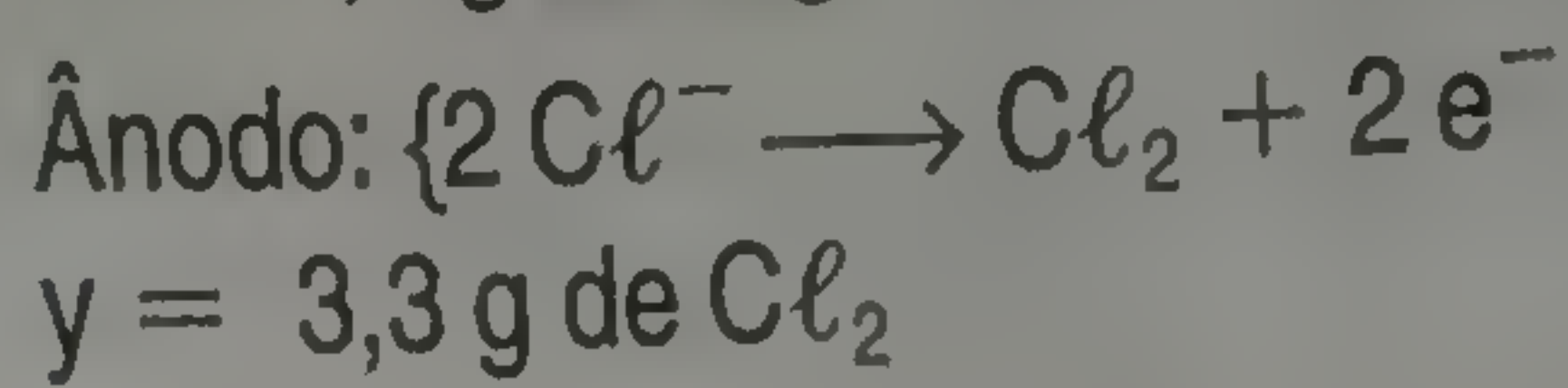
10. Alternativa c.

11. Semi-reação catódica: $2 \text{H}^+ + 2 \text{e}^- \longrightarrow \text{H}_2$
Semi-reação anódica: $2 \text{Cl}^- \longrightarrow \text{Cl}_2 + 2 \text{e}^-$
No cátodo é obtido H_2 .
No ânodo é obtido Cl_2 .
Na cuba eletrolítica fica uma solução de NaOH . Quando o cloreto da solução termina, começa a se formar O_2 no ânodo.

12. Alternativa b.

13. 15,2 h

14. Cátodo: $\text{Mg}^{2+} + 2 \text{e}^- \longrightarrow \text{Mg}^0$
 $x = 1,1 \text{ g de Mg}$



15. Alternativa d.

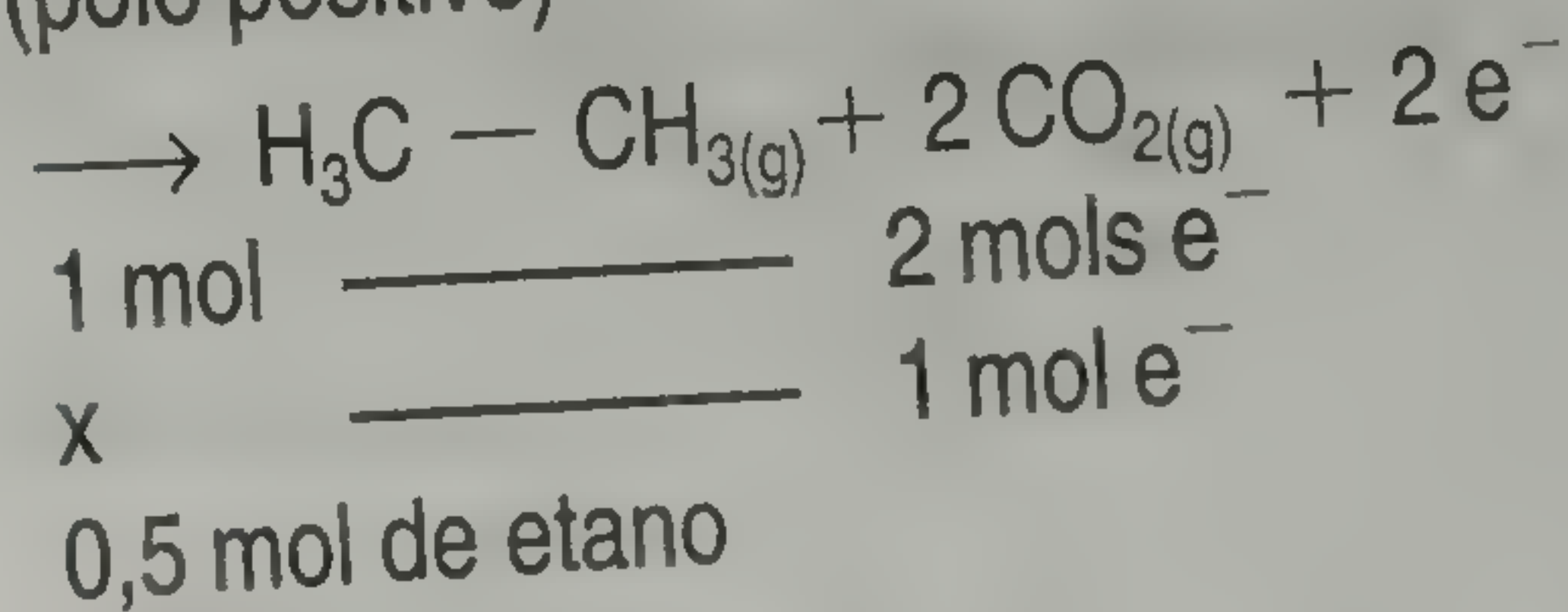
16. a) Ânodo: $2 \text{O}^{2-} \longrightarrow \text{O}_2 + 4 \text{e}^-$
b) 10,6 t de Al

17. Cuba A: $\text{Ag}^+_{(\text{aq})} + \text{e}^- \longrightarrow \text{Ag}_{(\text{s})}$ semi-reação catódica (pólo negativo)



Cuba B:

- semi-reação anódica $\{2 \text{H}_3\text{C} - \text{COO}^-_{(\text{aq})} \longrightarrow$
(pólo positivo)



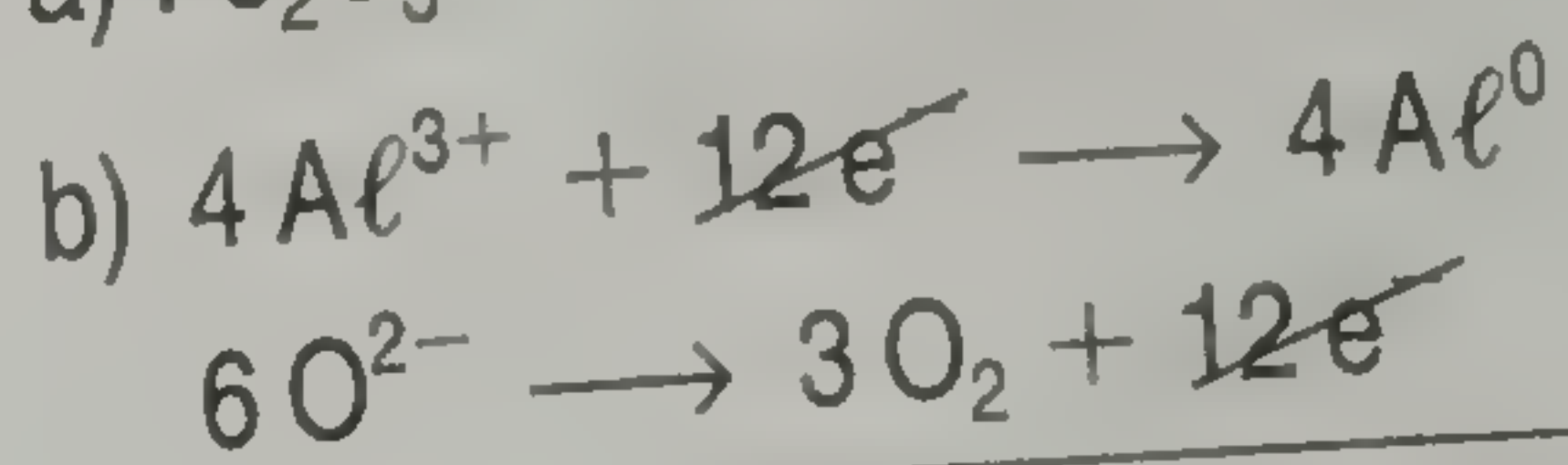
18. Alternativa a.

19. $2 \text{Na}^+ + 2 \text{Cl}^- \longrightarrow 2 \text{Na}^0 + \text{Cl}_2$

20. Alternativa c.

21. Alternativa d.

22. a) $\text{Fe}_2\text{O}_3 + 3 \text{C} \longrightarrow 3 \text{CO} + 2 \text{Fe}$



- c) $6 \text{Na} + \text{Cr}_2\text{O}_3 \longrightarrow 3 \text{Na}_2\text{O} + 2 \text{Cr}$

23. Alternativa c.

24. a) Semi-reação catódica:
 $\text{Cu}^{2+} + 2 \text{e}^- \longrightarrow \text{Cu}^0$

b) 1,5 mol/L

25. Alternativa c.

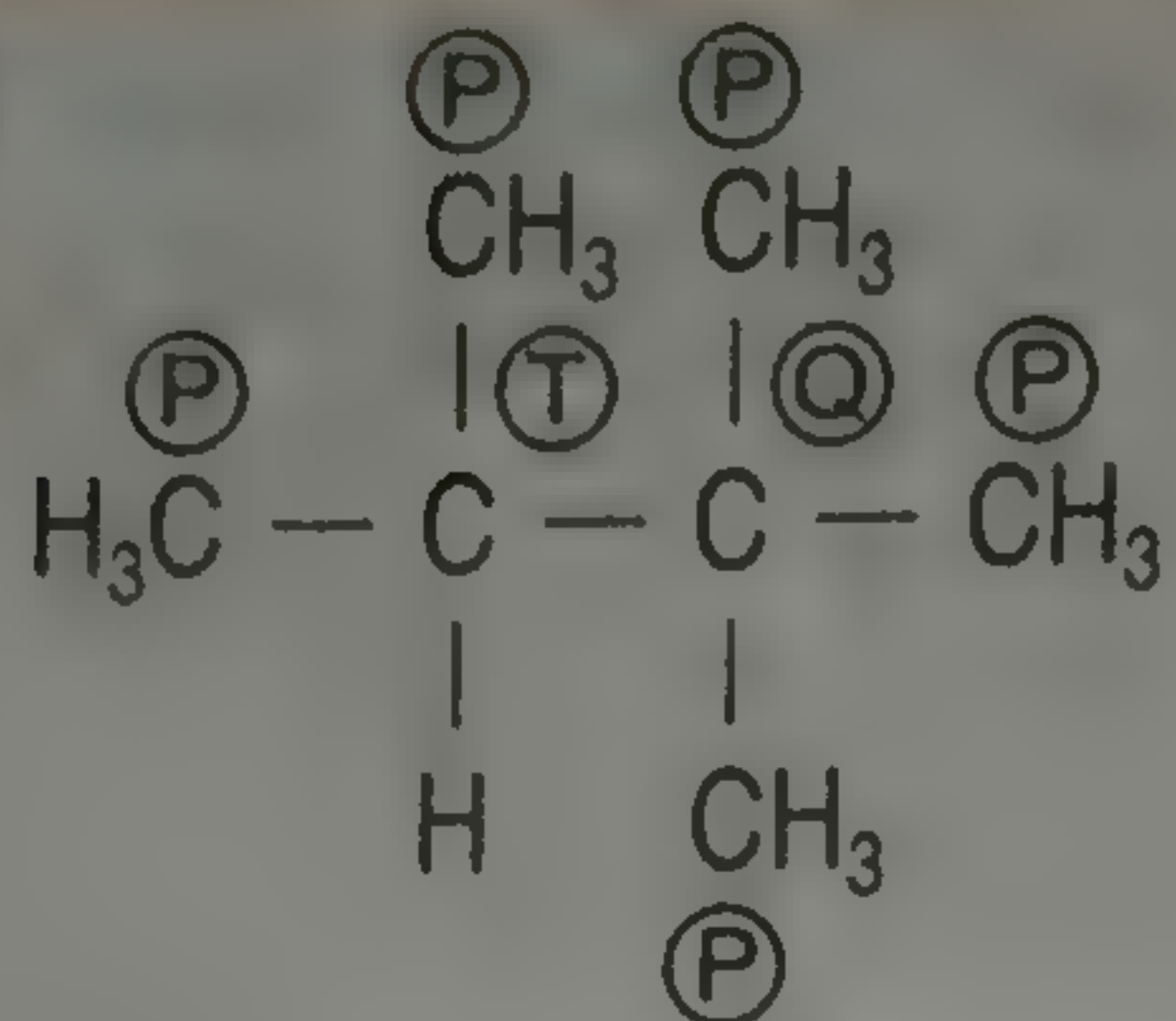
26. Alternativa d.

27. Alternativa c.

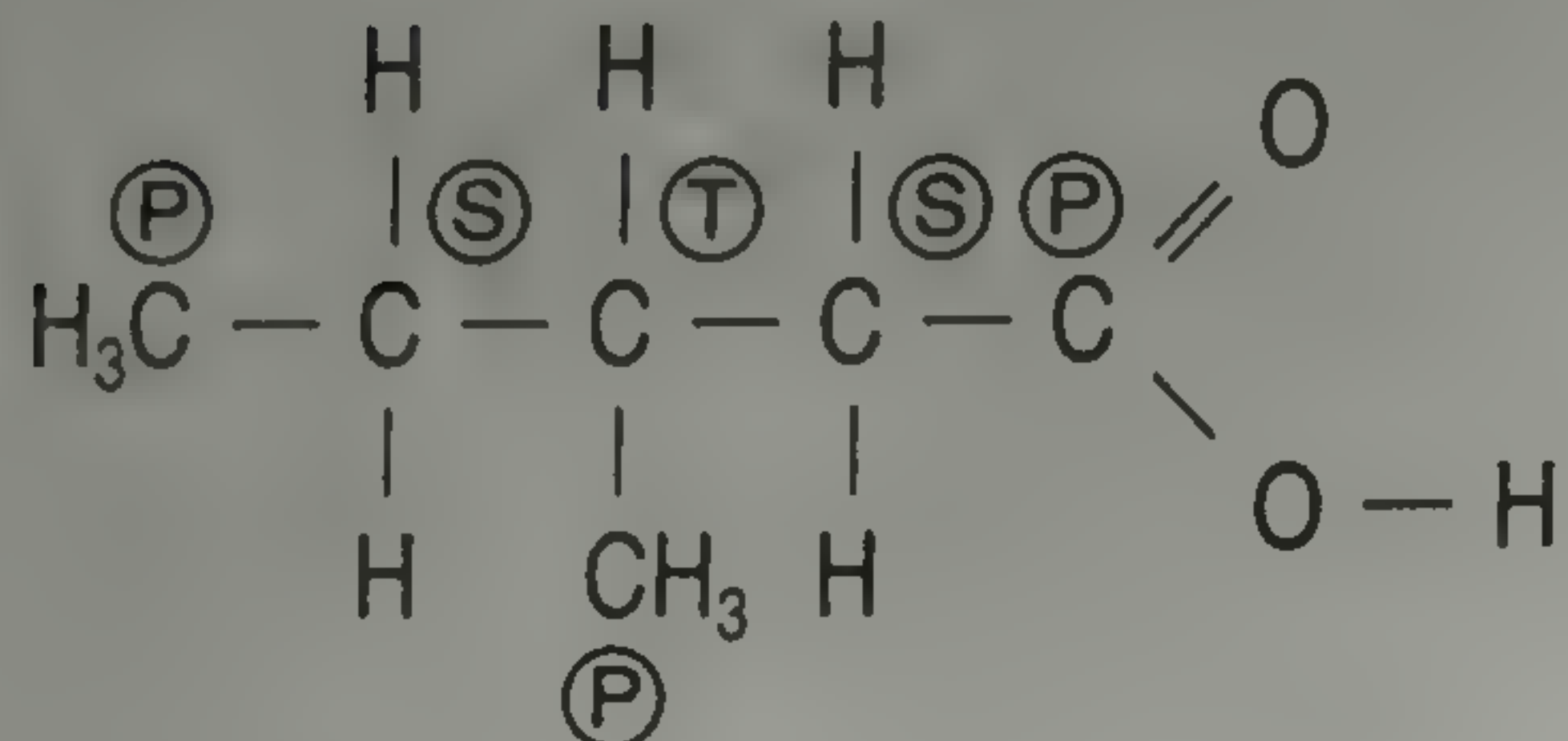
28. Alternativa b.

29. Alternativa a.

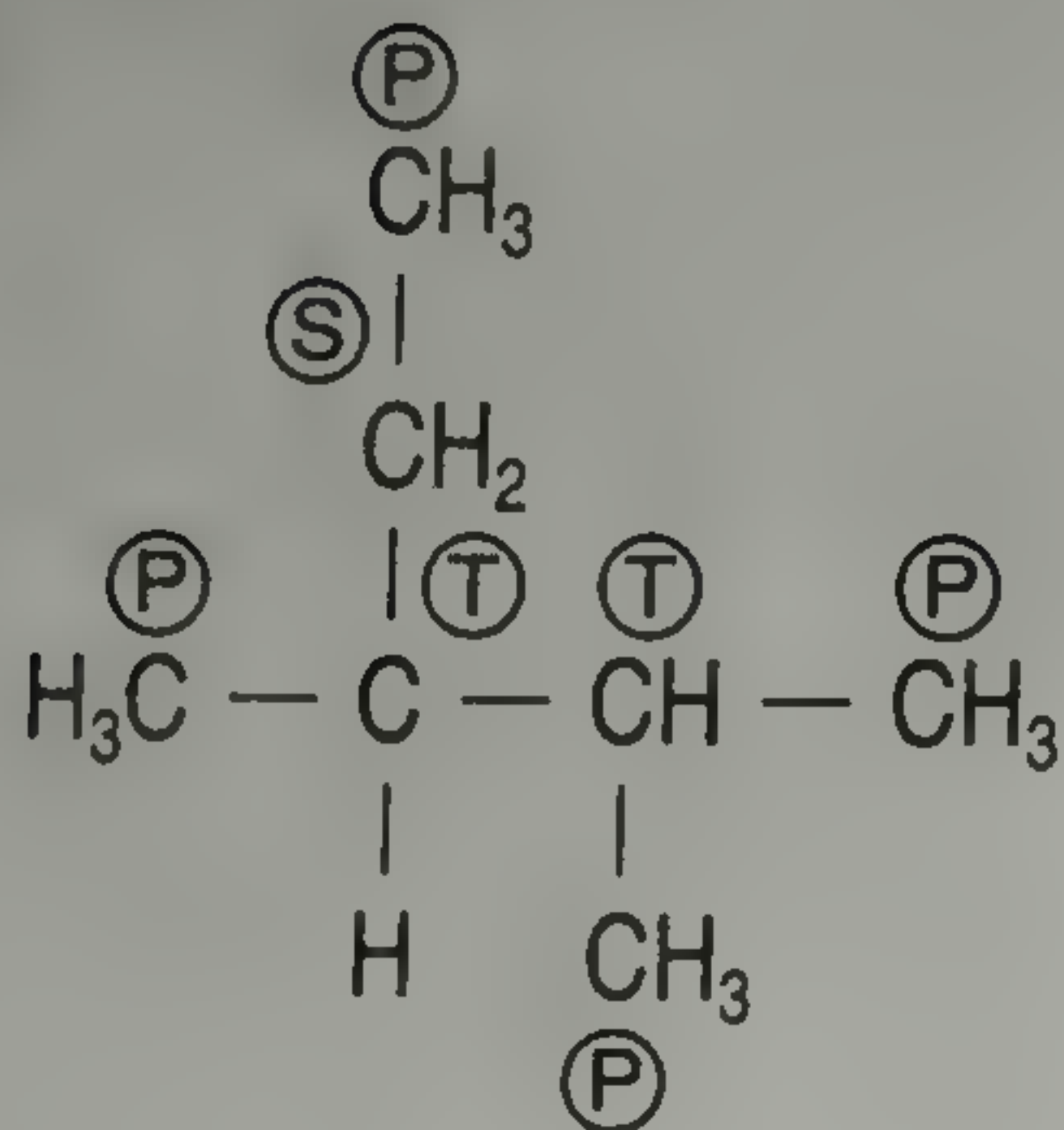
1. a)



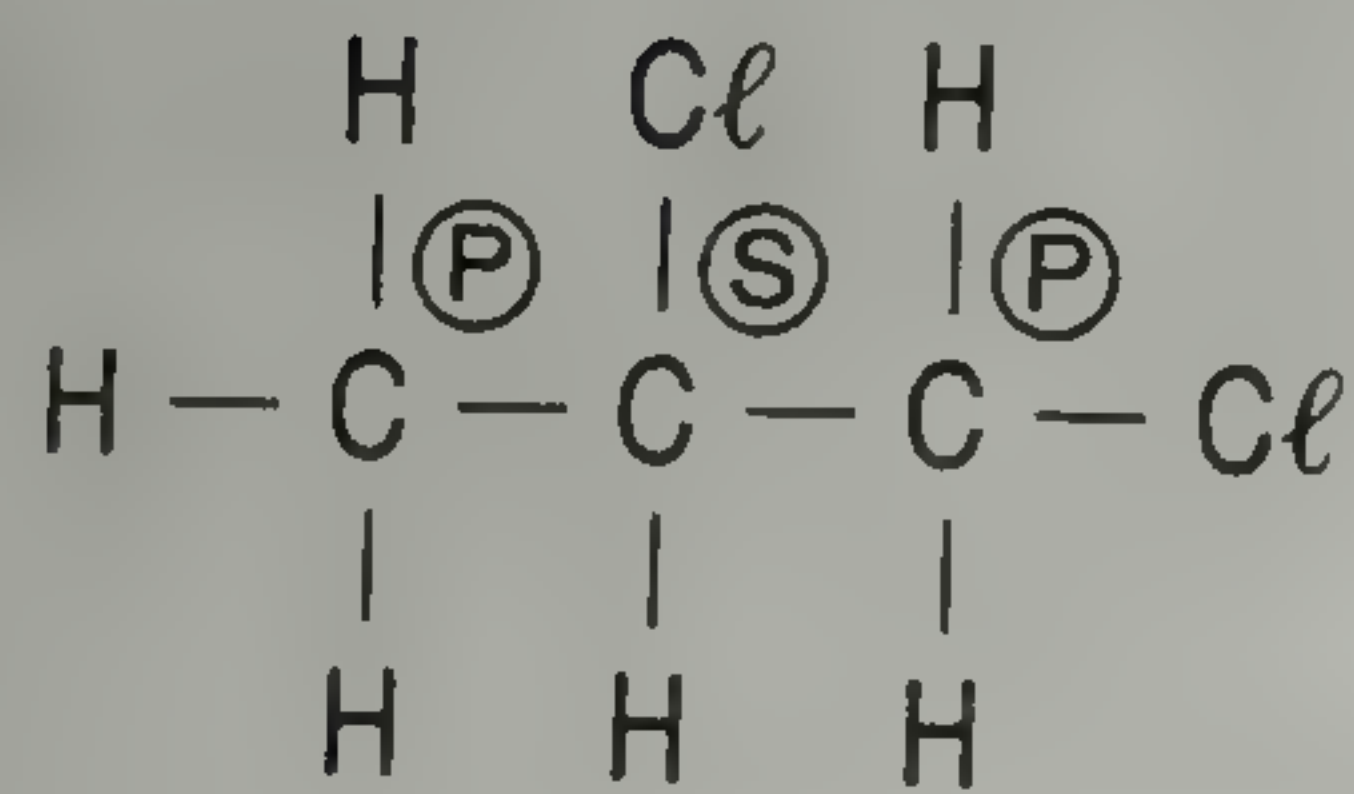
b)



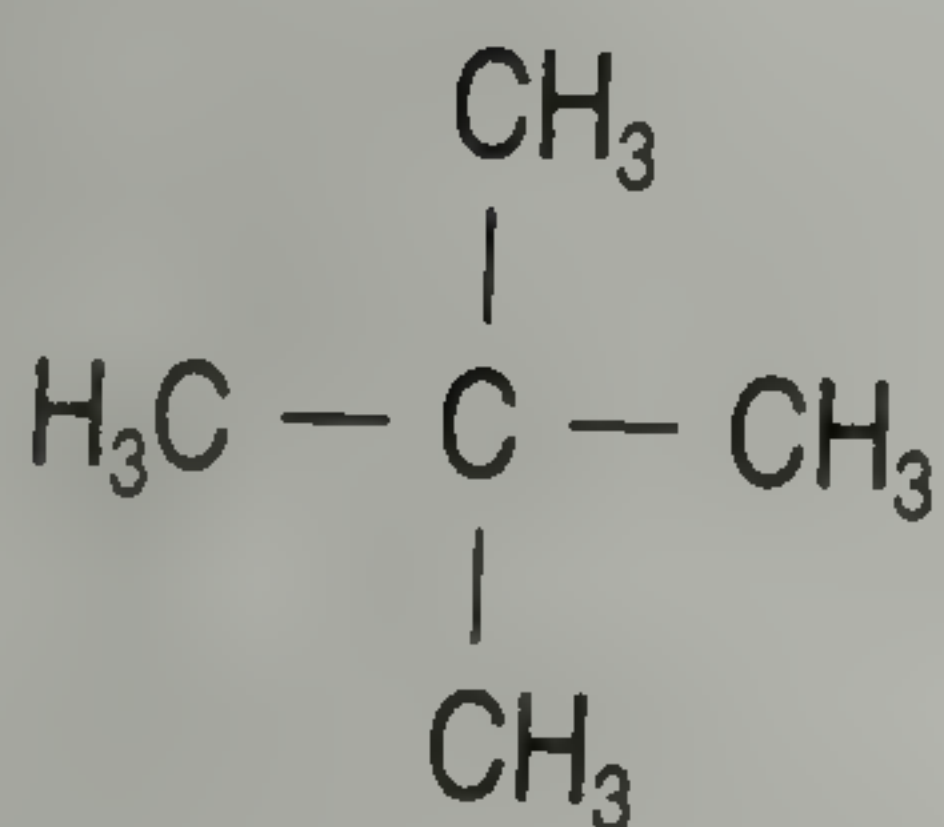
c)



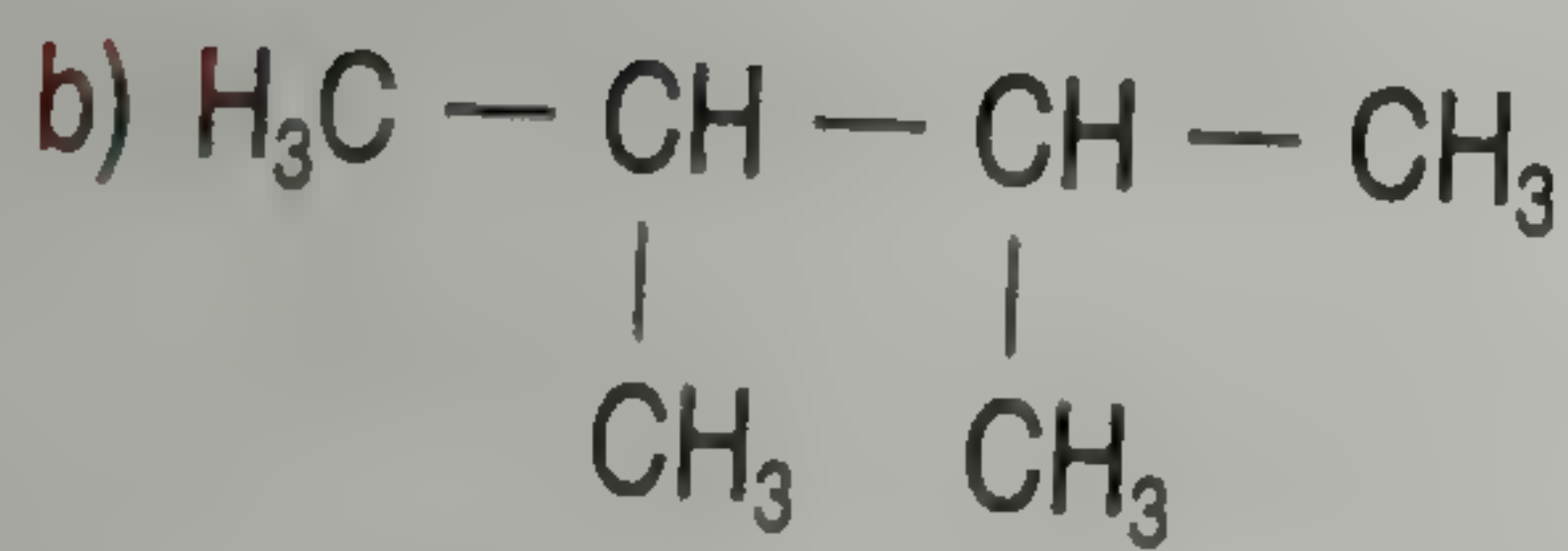
d)



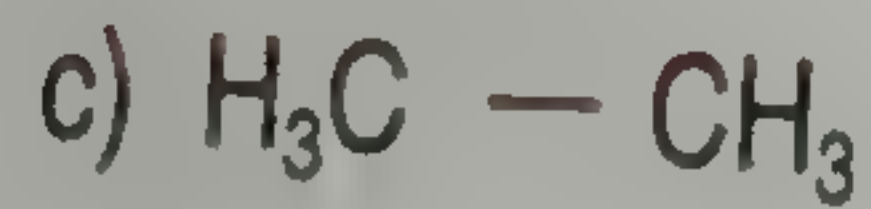
2. a)



b)



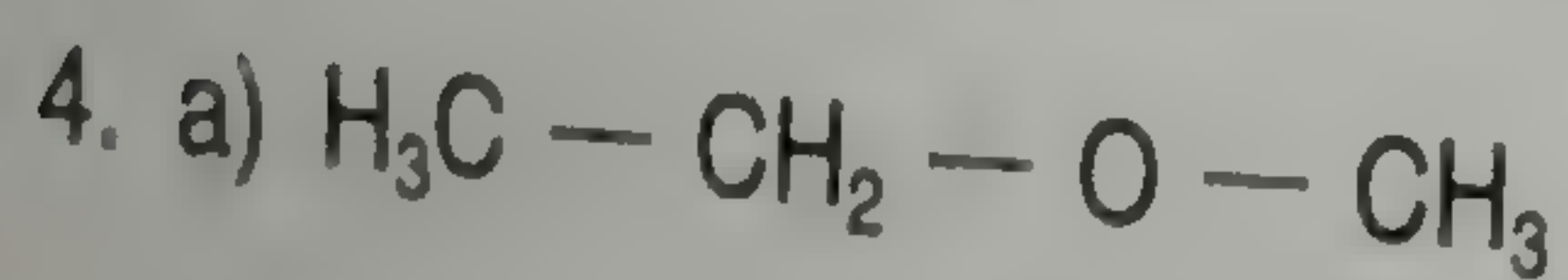
c)



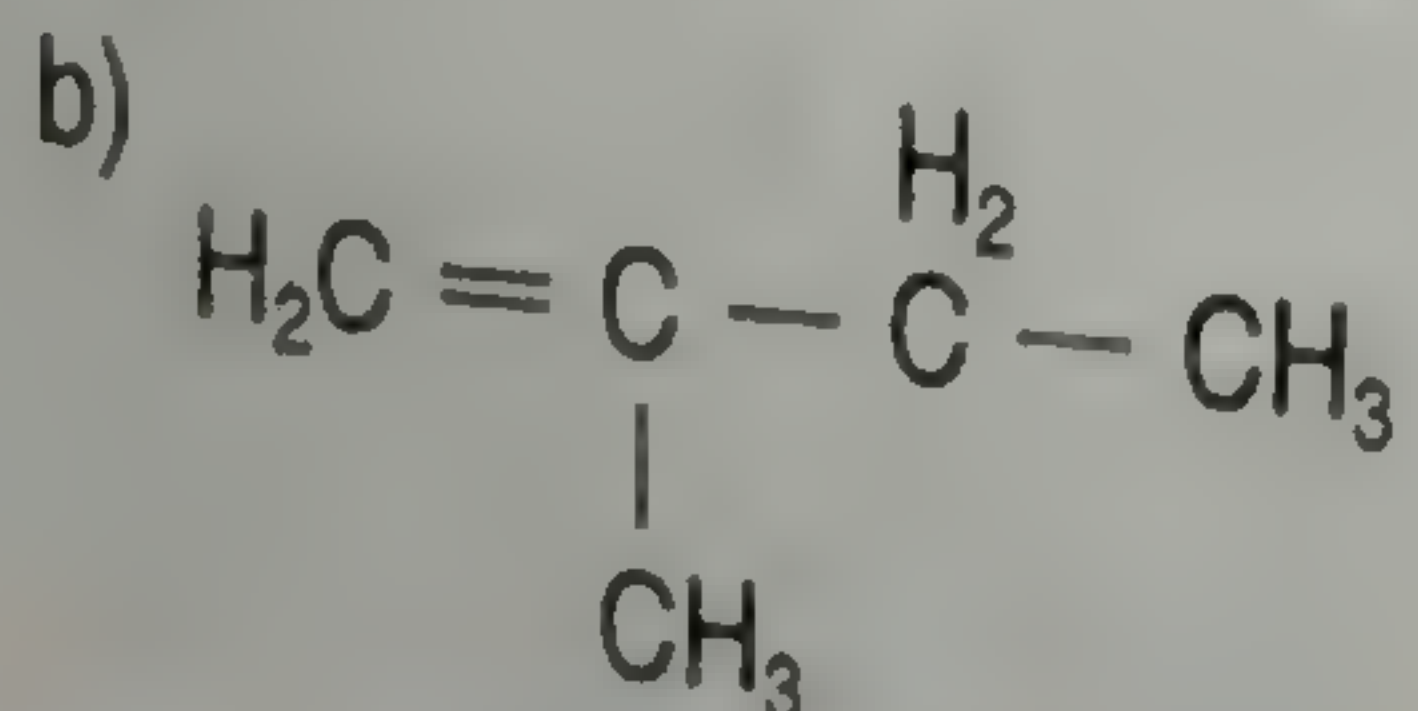
3. a)

- a) Aberta, saturada, homogênea, ramificada.
 b) Fechada, saturada, homogênea, ramificada.
 c) Aromática, ramificada.

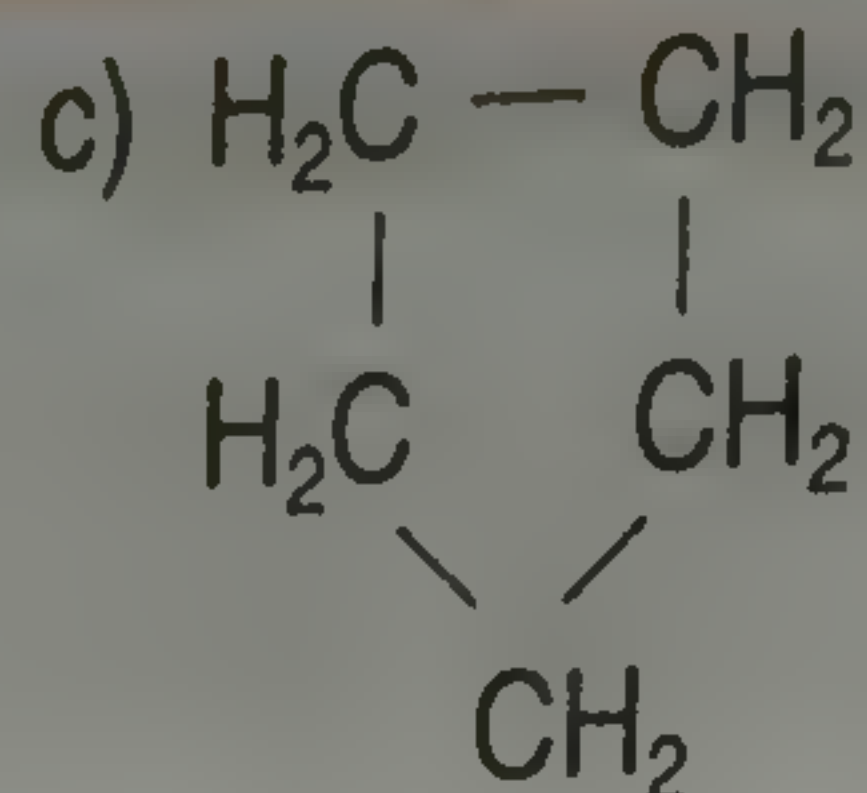
4. a)



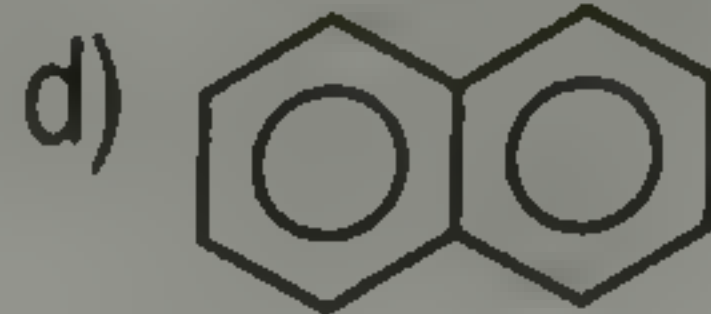
b)



c)



d)



5. Alternativa a.

6. Alternativa b.

7. Alternativa a.

8. Alternativa d.

9. a) Ligação entre os C :

Tipo de ligação:

1 e 2

 σ

2 e 3

1 σ e 1 π

3 e 4

1 σ

4 e 5

1 σ e 1 π

5 e 6

1 σ

2 e 7

1 σ

4 e 8

1 σ

8 e 9

1 σ e 2 π

b) Carbono:

Hibridação:

1

 sp^3

2

 sp^2

3

 sp^2

4

 sp^2

5

 sp^2

6

 sp^2

7

 sp^3

8

 sp

9

 sp 10. a) $\alpha = 109^\circ 28'$ c) $\alpha = 109^\circ 28'$ $\beta = 109^\circ 28'$ $\beta = 180^\circ$ $\gamma = 109^\circ 28'$ $\gamma = 109^\circ 28'$ b) $\alpha = 120^\circ$ d) $\alpha = 120^\circ$ $\beta = 120^\circ$ $\beta = 120^\circ$ $\gamma = 120^\circ$ $\gamma = 109^\circ 28'$

11. Alternativa c.

12. Alternativa b.

13. Alternativa a.

14. Alternativa b.

15. Alternativa b.

16. Hibridação sp^2 :
 17. Alternativa b.
 18. Alternativa b.

24 Class.

1. Alternativa c.

2. a) Alceno.

c) Ciclano.

3. Alternativa c.

4. a) $\text{H}_2\text{C} = \text{C} -$ CH_3 b) $\text{H}_2\text{C} = \text{C} -$ CH_3 5. $\text{H}_2\text{C} = \text{C} - \text{C} -$ $\text{H} \quad \text{H}$ $\text{H}_2\text{C} = \text{C} - \text{C} -$ $\text{H} \quad \text{H}$ 6. C_6H_{12} é um alceno.7. a) $\text{C}_{12}\text{H}_{10}$: b) C_{10}H_8 :

8. Hidrocarboneto

a) $\text{H}_2\text{C} = \text{CH} -$ b) $\text{H}_3\text{C} - \text{CH} -$ c) $\text{H}_2\text{C} - \text{CH}_2 -$ $\text{H}_2\text{C} - \text{CH}_2 -$

d)

e) $\text{H}_2\text{C} = \text{C} -$ CH_3

RESPOSTAS

OS EXERCÍCIOS

523

16. Hibridação sp^2 : 1 - 2 - 4 - 5
Hibridação sp^3 : 3

17. Alternativa b.

18. Alternativa b.

19. Alternativa c.

20. Alternativa d.

21. Alternativa c.

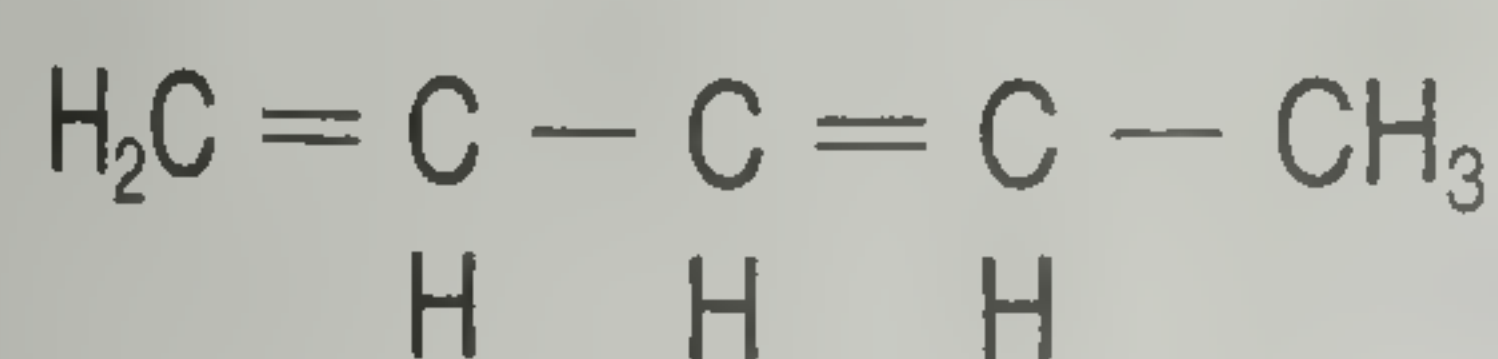
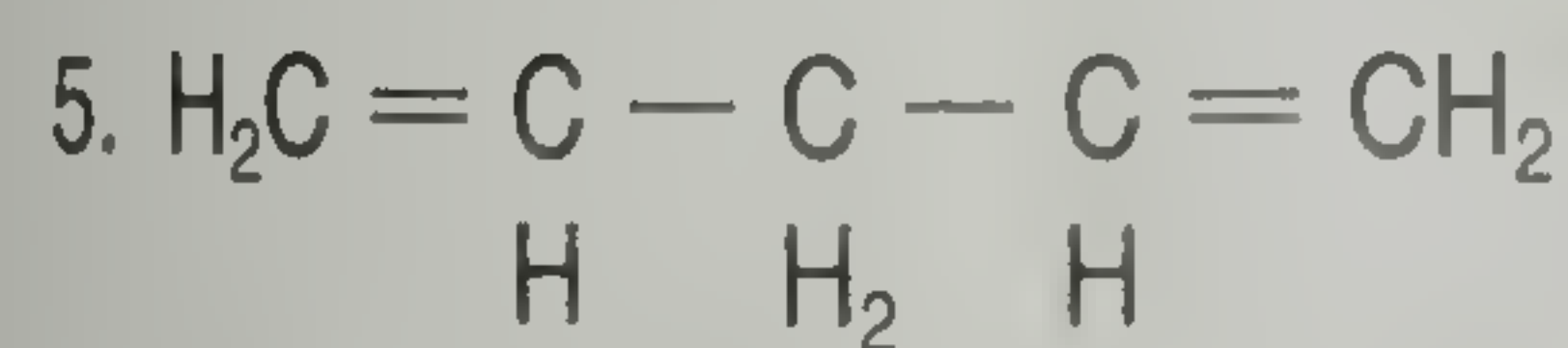
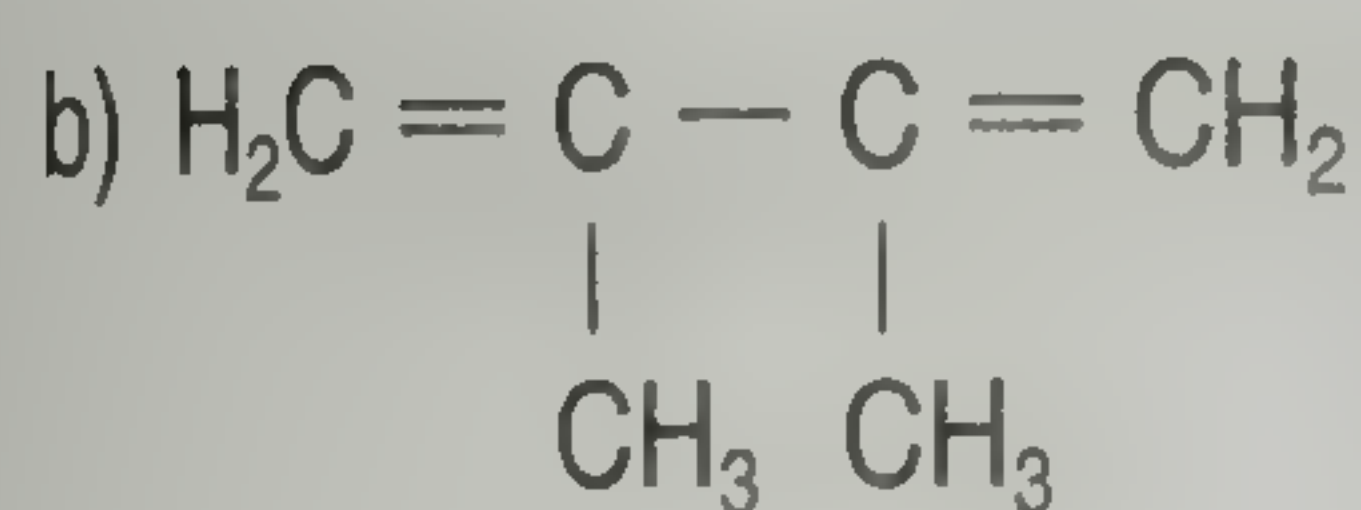
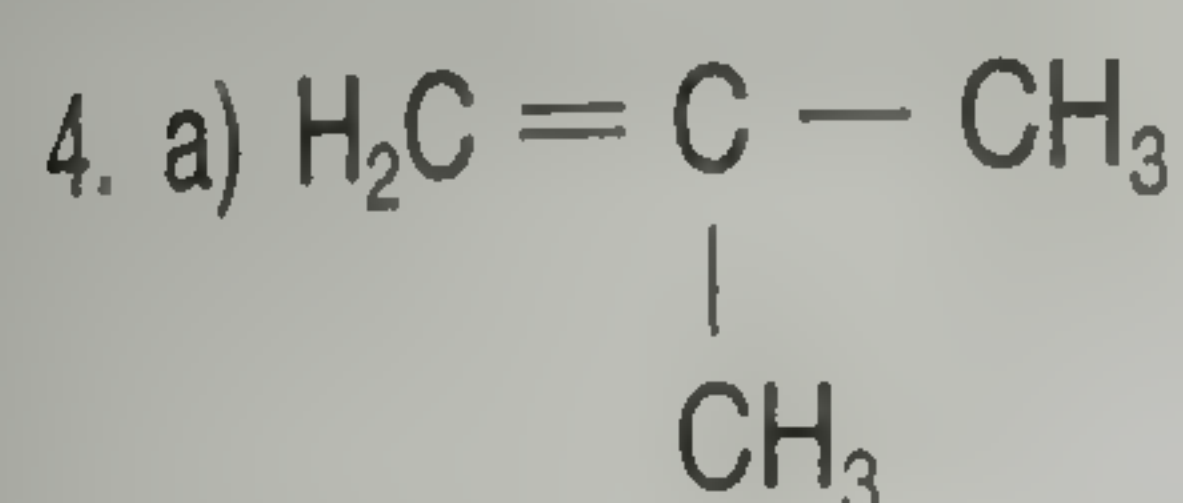
22. Alternativa d.

24 Classificação de compostos orgânicos: funções orgânicas

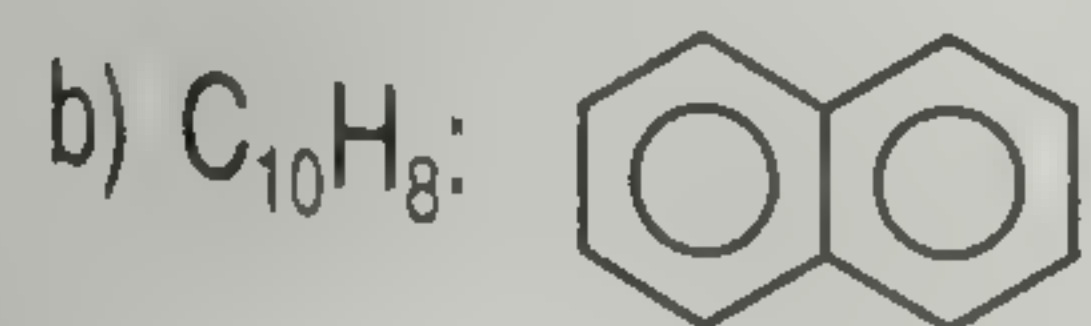
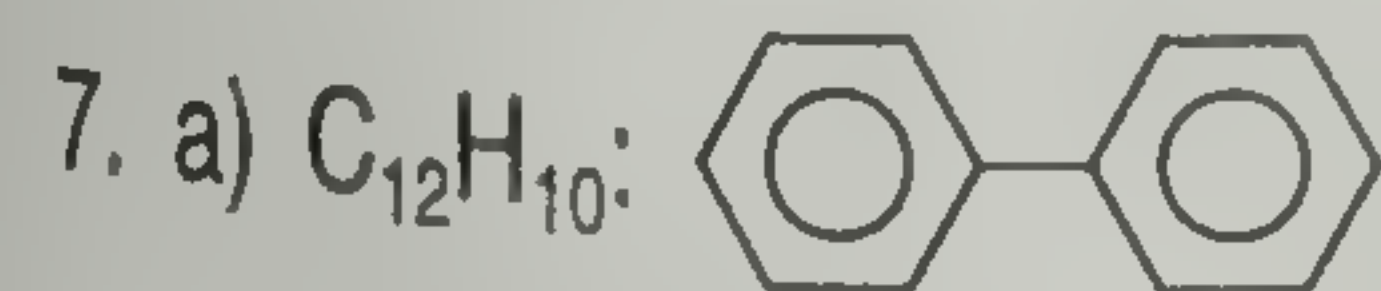
1. Alternativa c.

2. a) Alceno. d) Aromático.
c) Ciclano. e) Alcano.

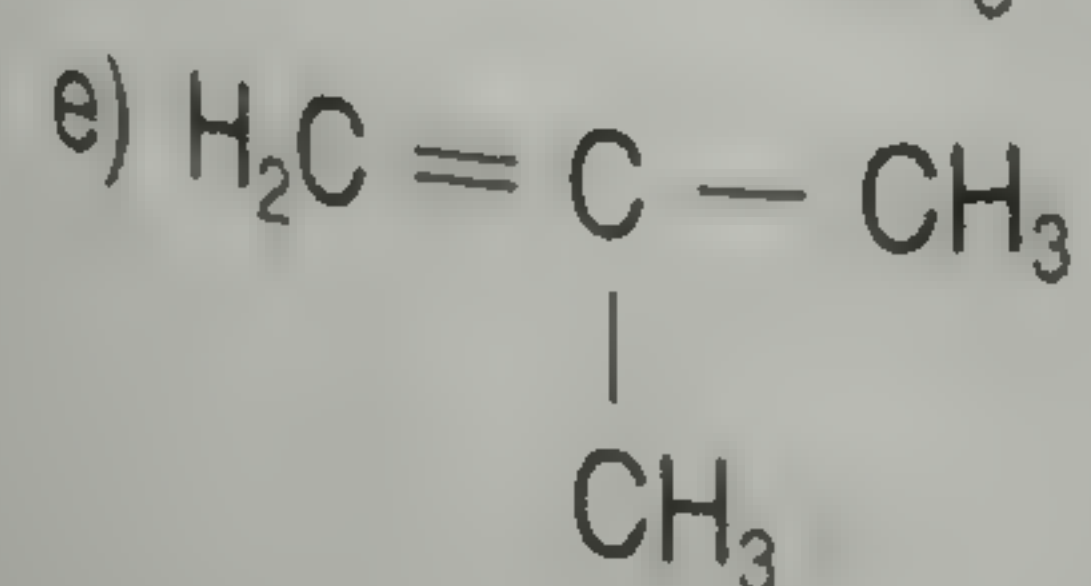
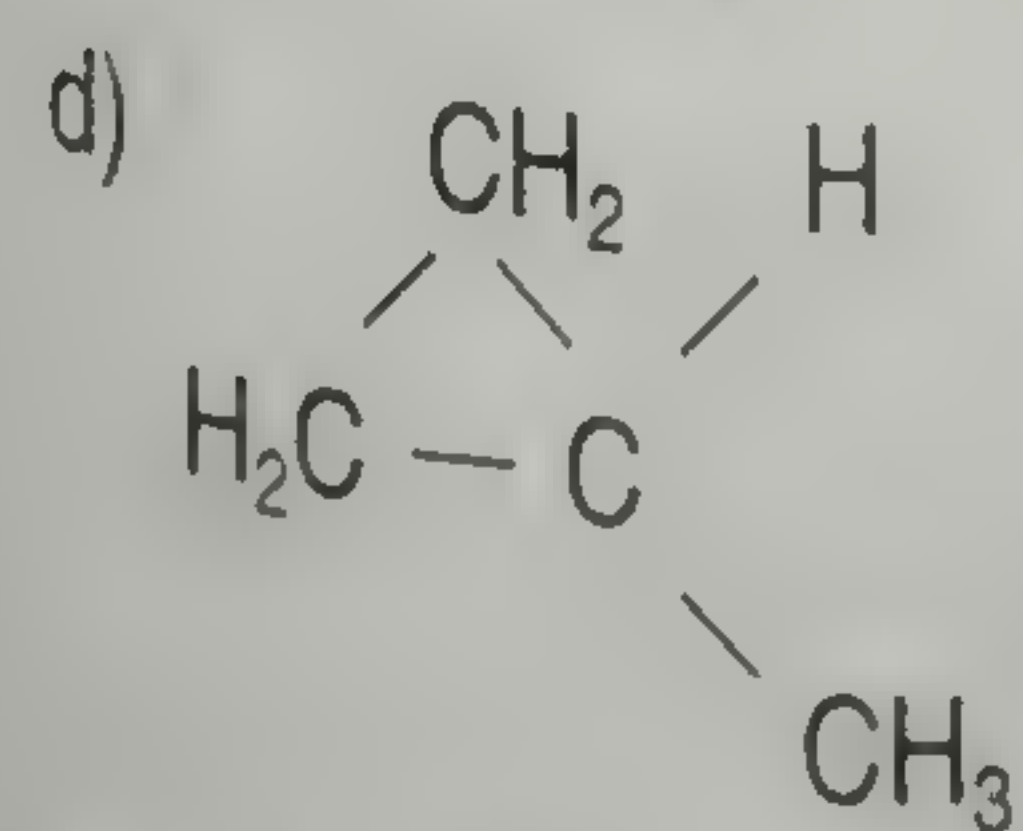
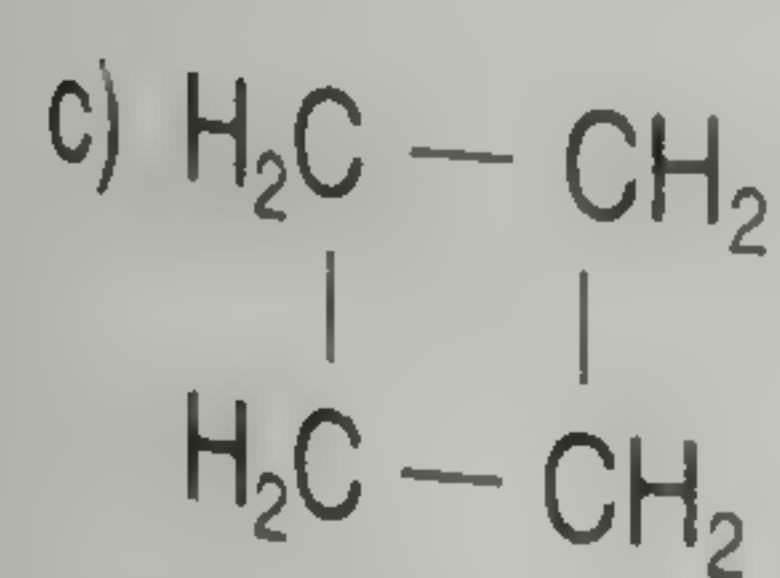
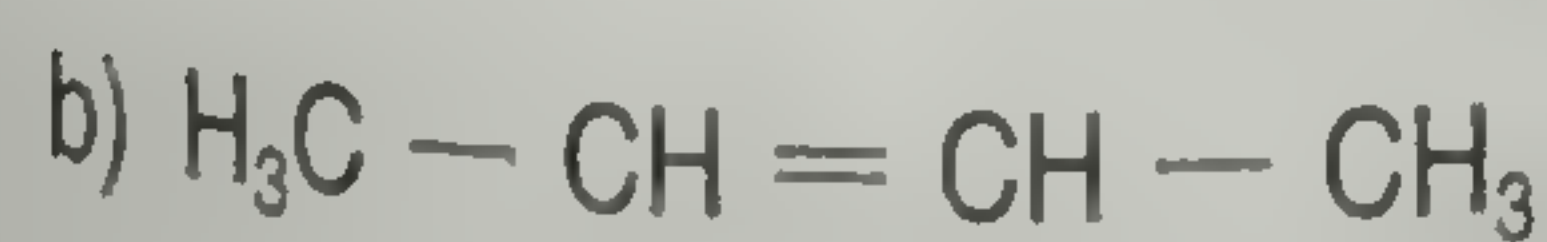
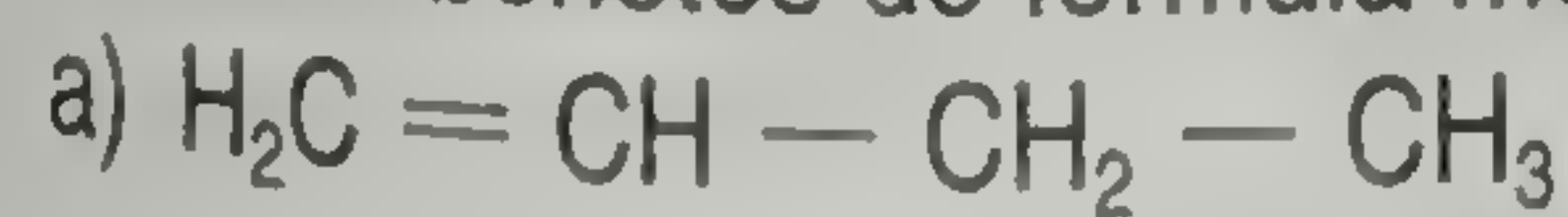
3. Alternativa c.



6. C_6H_{12} é um alceno ou um ciclano.

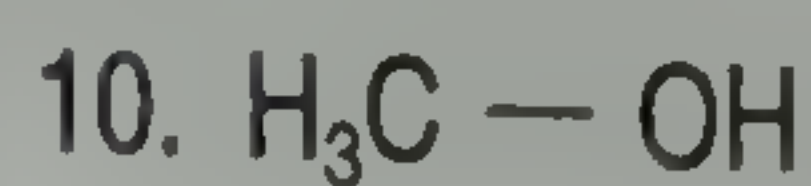


8. Hidrocarbonetos de fórmula molecular C_4H_8 :

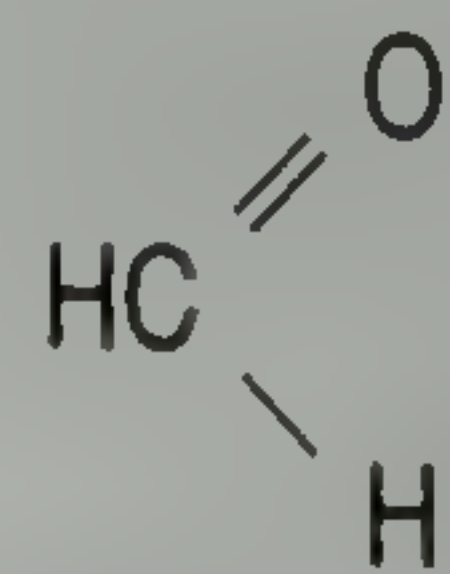


9. a) Álcool.
b) Fenol.

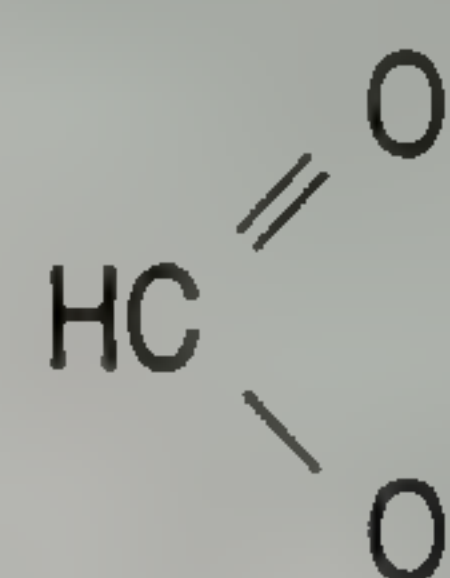
c) Álcool.
d) Cetona.



álcool



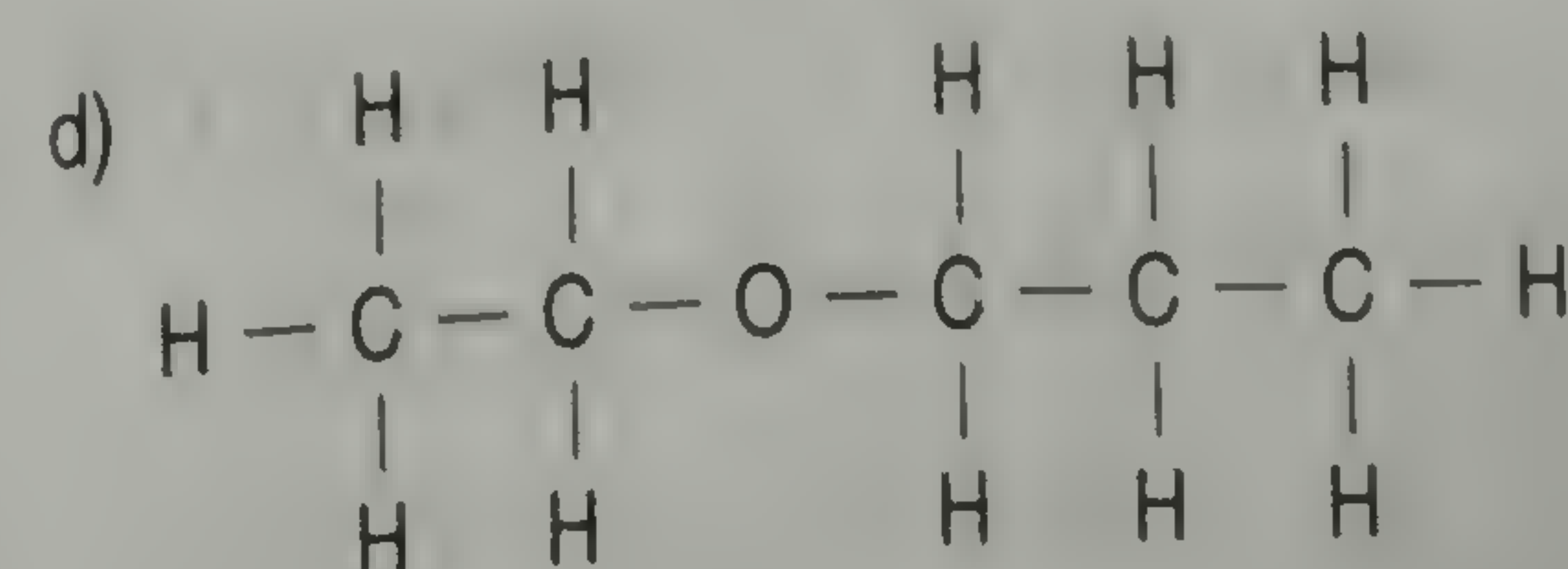
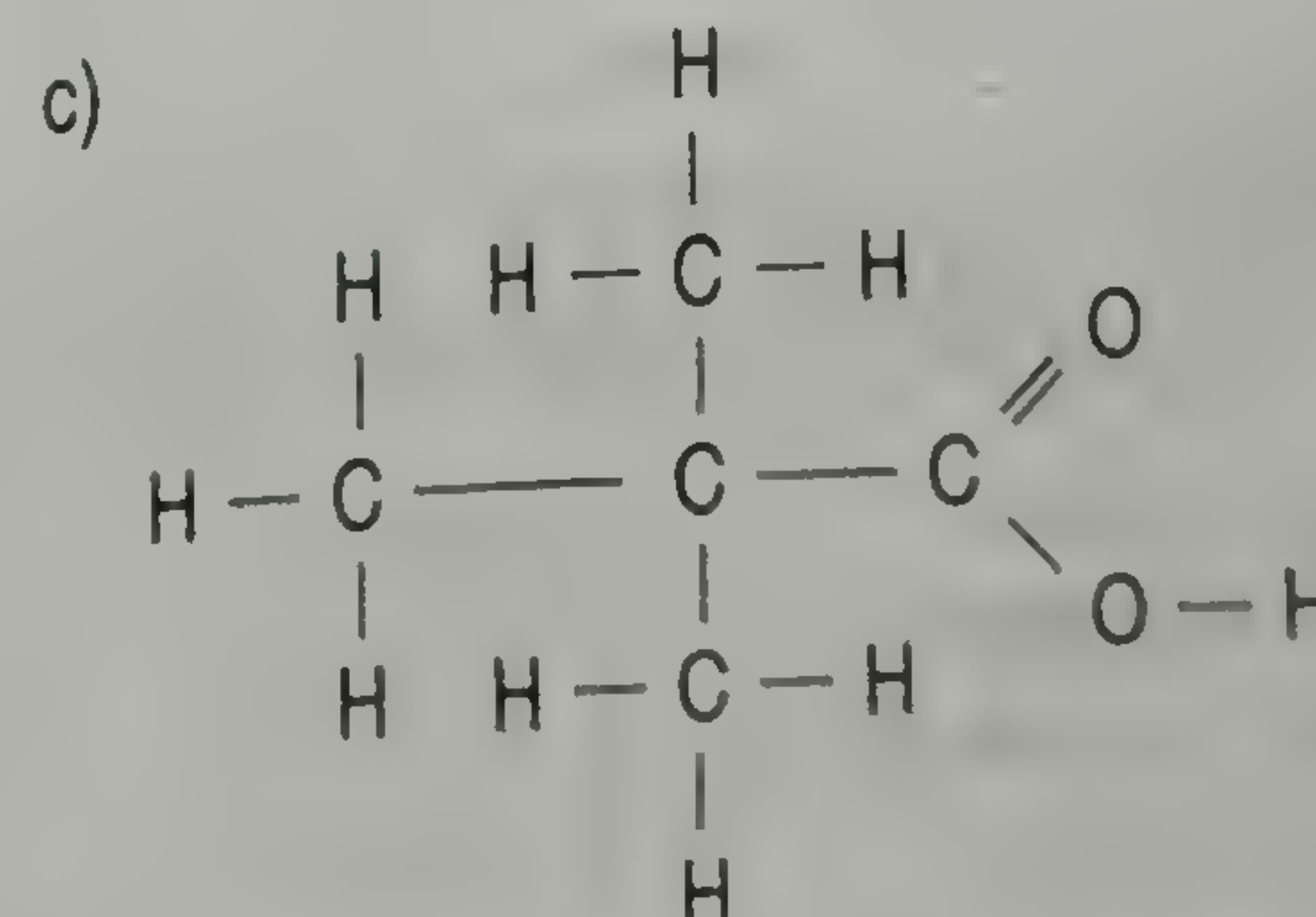
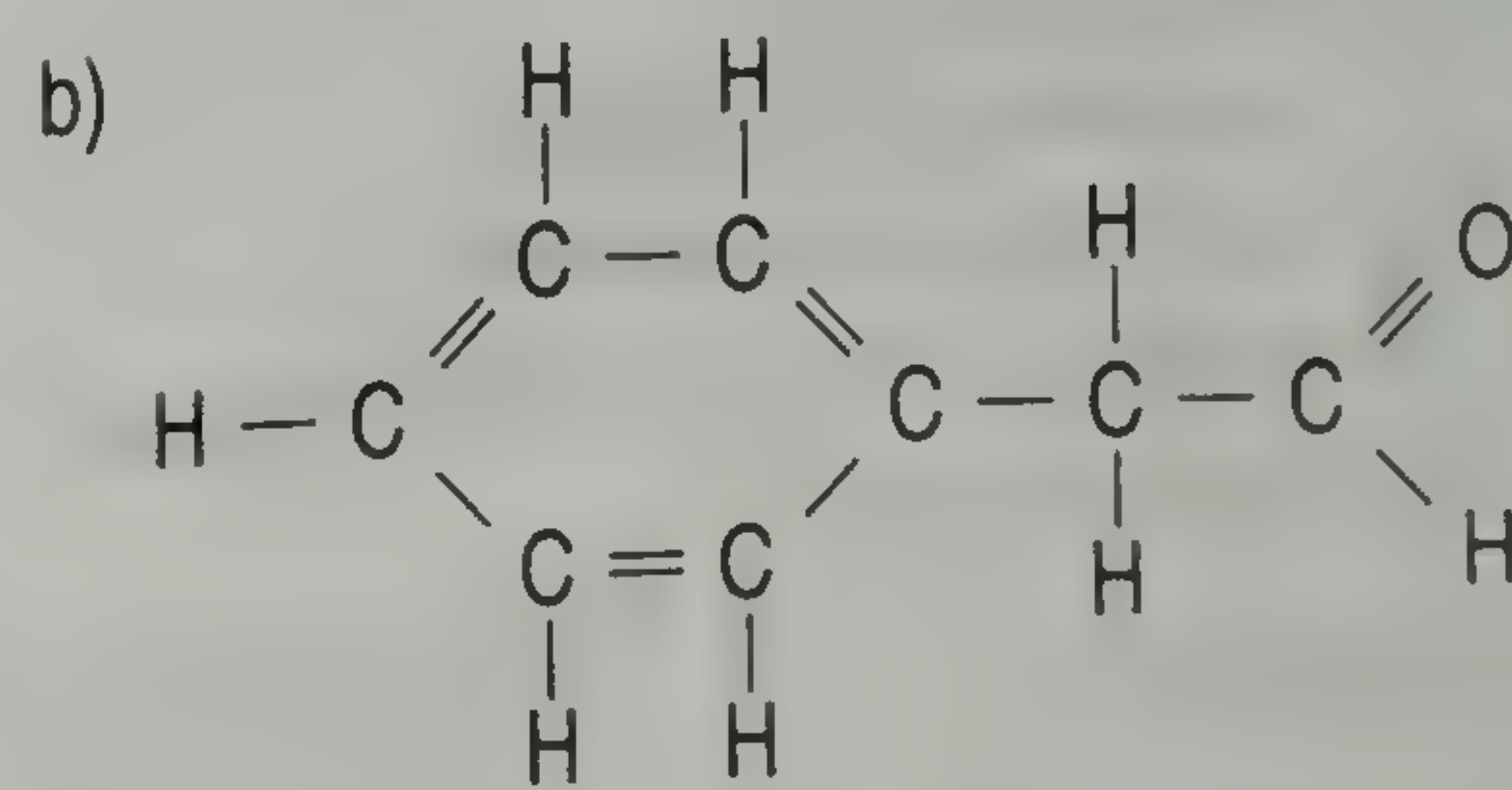
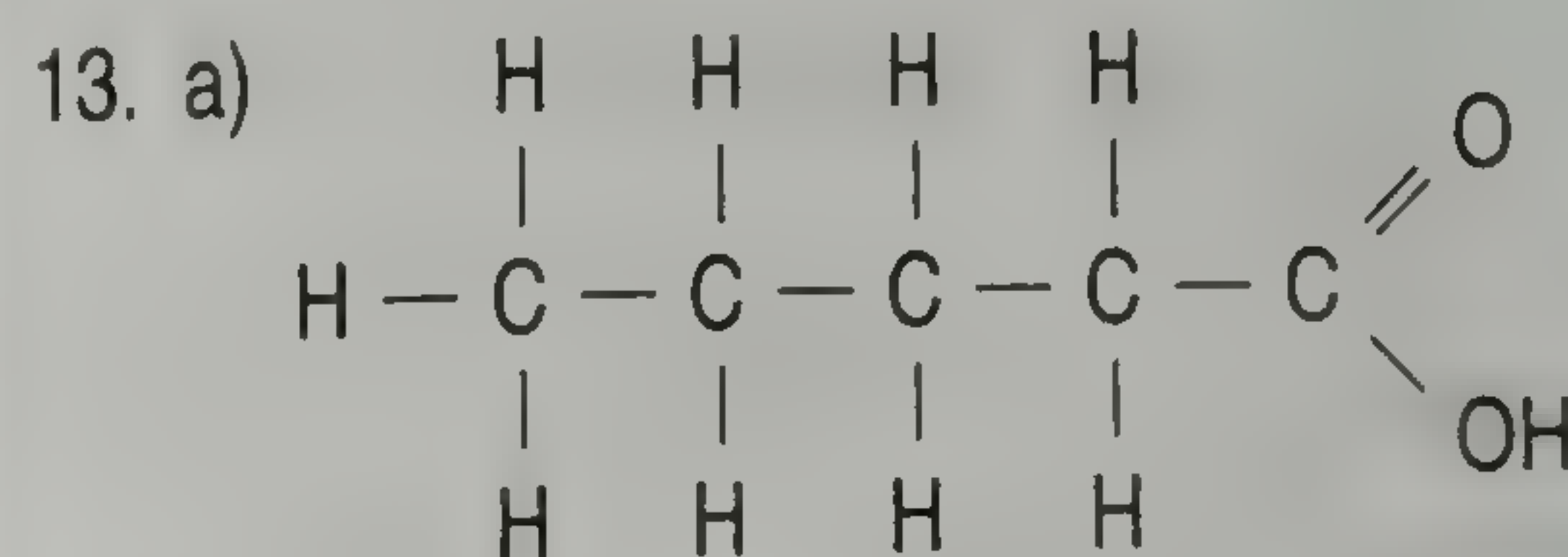
aldeído



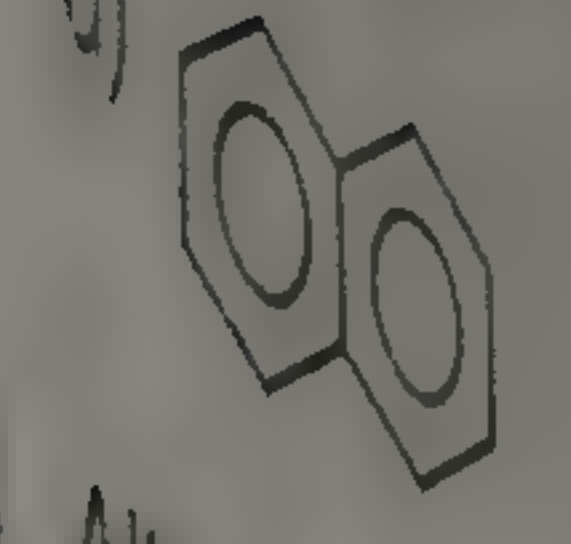
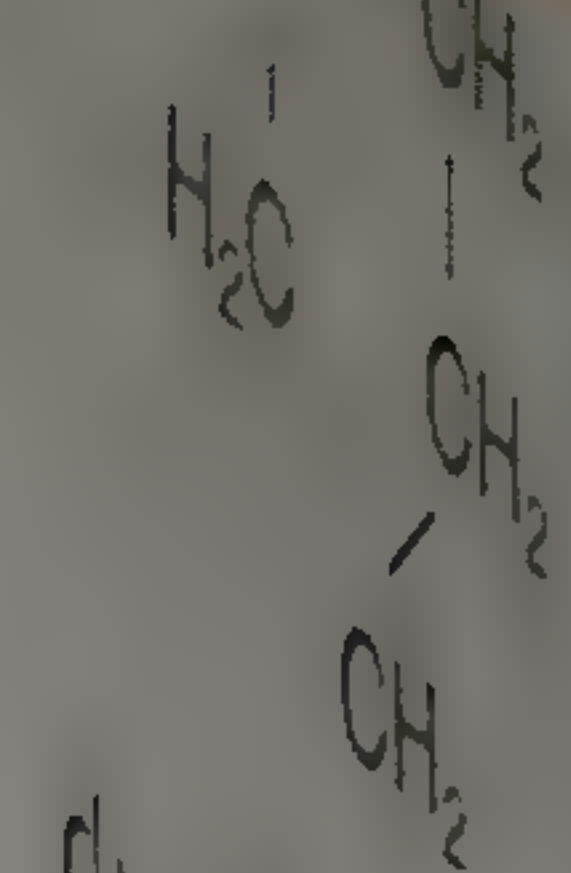
ácido carboxílico

11. Alternativa a.

12. Alternativa b.



compostos orgânicos



5. Alternativa a.

6. Alternativa b.

7. Alternativa a.

8. Alternativa d.

9. a) Ligação entre os C: Tipo de ligação:

1 e 2	σ
2 e 3	$1\sigma e 1\pi$
3 e 4	1σ
4 e 5	$1\sigma e 1\pi$
5 e 6	1σ
2 e 7	1σ
4 e 8	1σ
8 e 9	$1\sigma e 2\pi$

b) Carbono: Hibridação:

1	sp^3
2	sp^2
3	sp^2
4	sp^2
5	sp^3
6	sp^3
7	sp
8	sp
9	sp

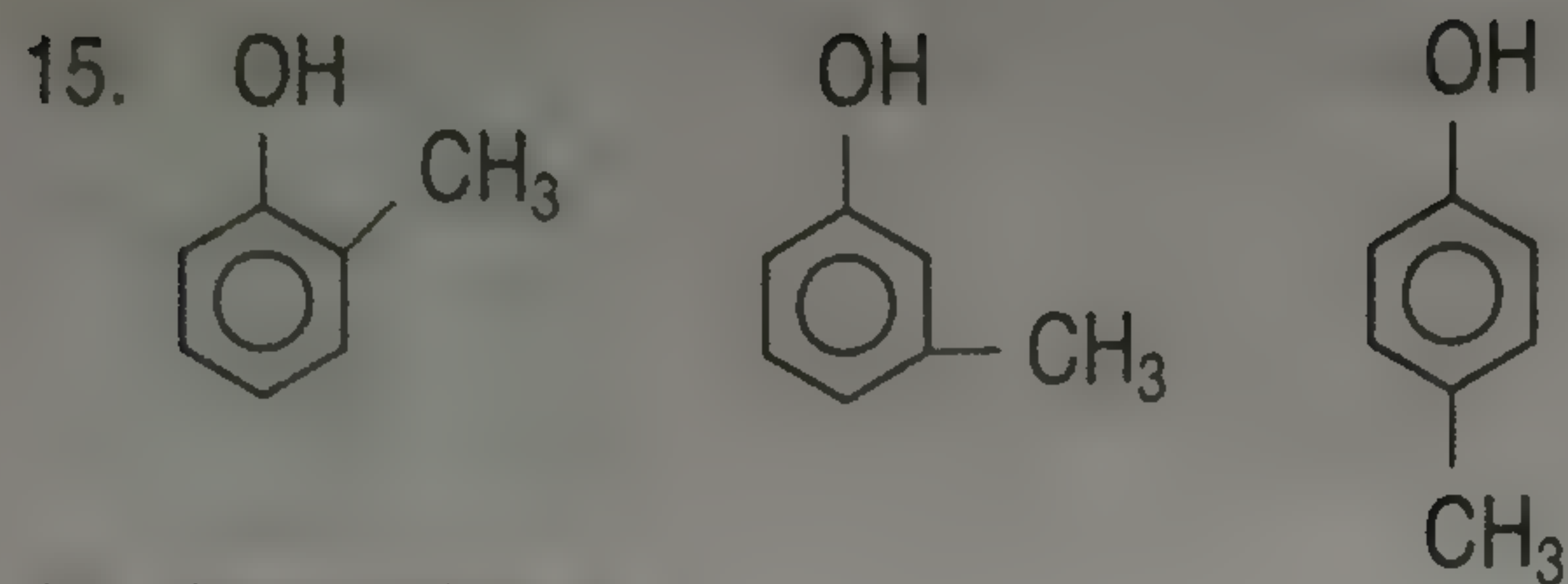
c) $\alpha = 109^\circ 28'$
 $\beta = 180^\circ$
 $\gamma = 109^\circ 28'$
d) $\alpha = 120^\circ$
 $\beta = 120^\circ$
 $\gamma = 120^\circ$

11. Alternativa c.

12. Alternativa b.

13. Alternativa a.

14. Alternativa b.



16. Alternativa b.

17. a) Amina secundária.
b) Amina terciária.

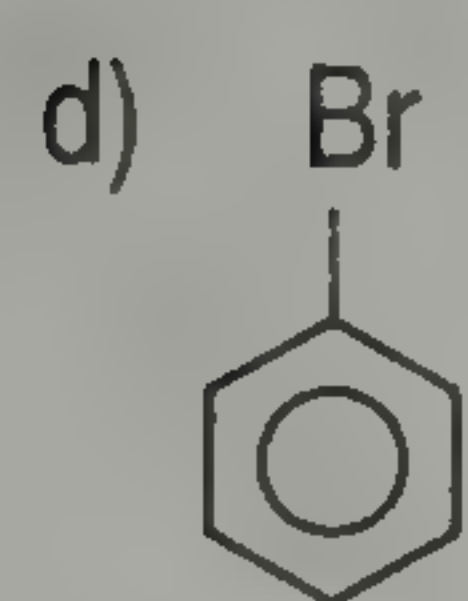
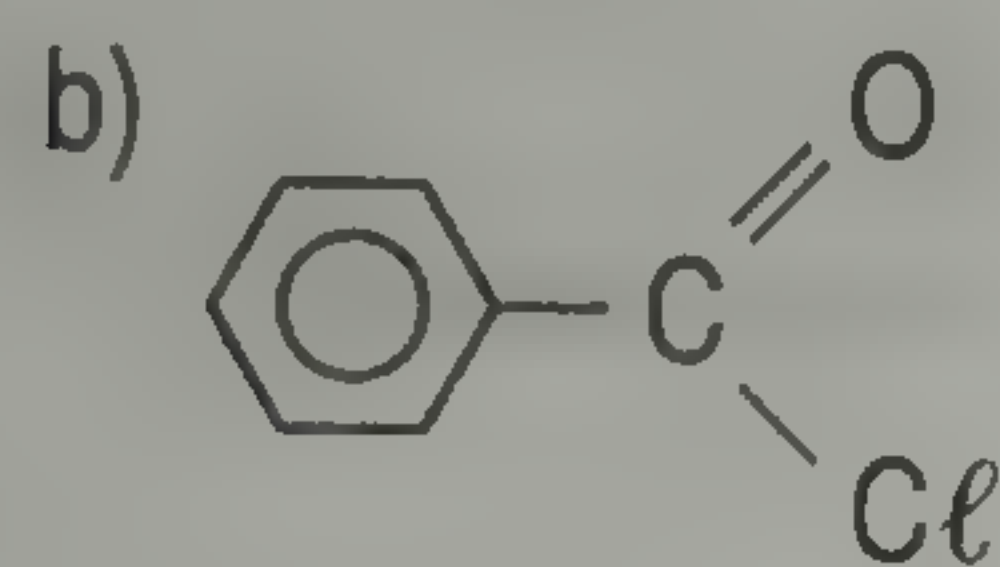
18. a) Nitrila. c) Nitrocomposto.
b) Amida. d) Amina.

19. Alternativa d.

20. Alternativa b.

21. Alternativa a.

22. a) $\text{H}_3\text{C} - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{MgBr}$



23. Alternativa e.

24. a) Haleto orgânico.
b) Composto de Grignard.
c) Composto organometálico.
d) Haleto de ácido carboxílico.
e) Haleto orgânico.

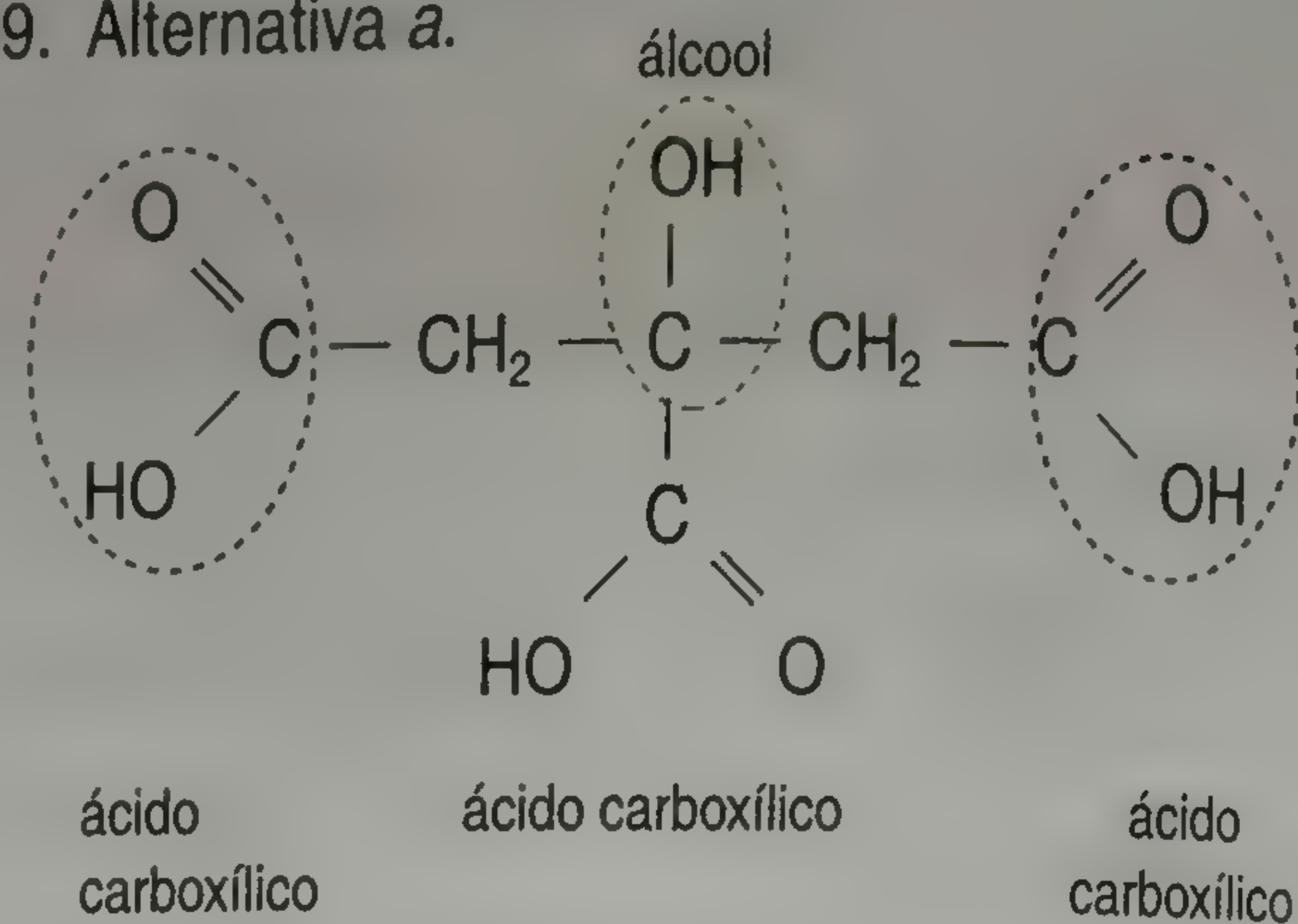
25. Alternativa c.

26. Alternativa e.

27. Alternativa a: correta.
Alternativa b: incorreta.

28. a) Éter, fenol e aldeído.
b) Amina, éster e amina.

29. Alternativa a.



30. Alternativa e.

31. Alternativa a.

32. Alternativa d.

33. Alternativa a.

34. Alternativa c.

35. Fórmula molecular: $\text{C}_{14}\text{H}_9\text{Cl}_5$
Função orgânica: haleto orgânico

36. Alternativa e.

37. Alternativa c.

38. Alternativa c.

39. Alternativa c.

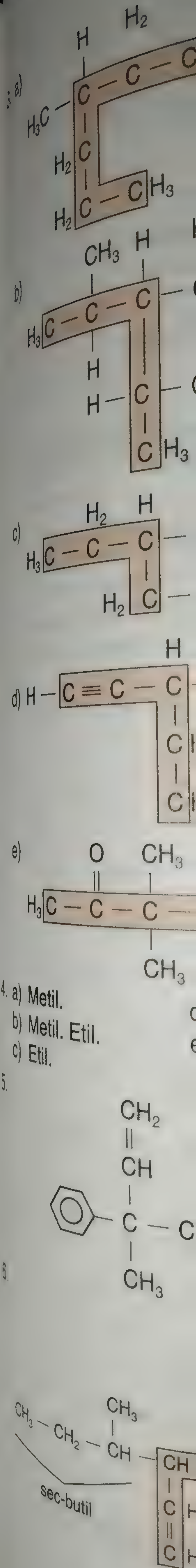
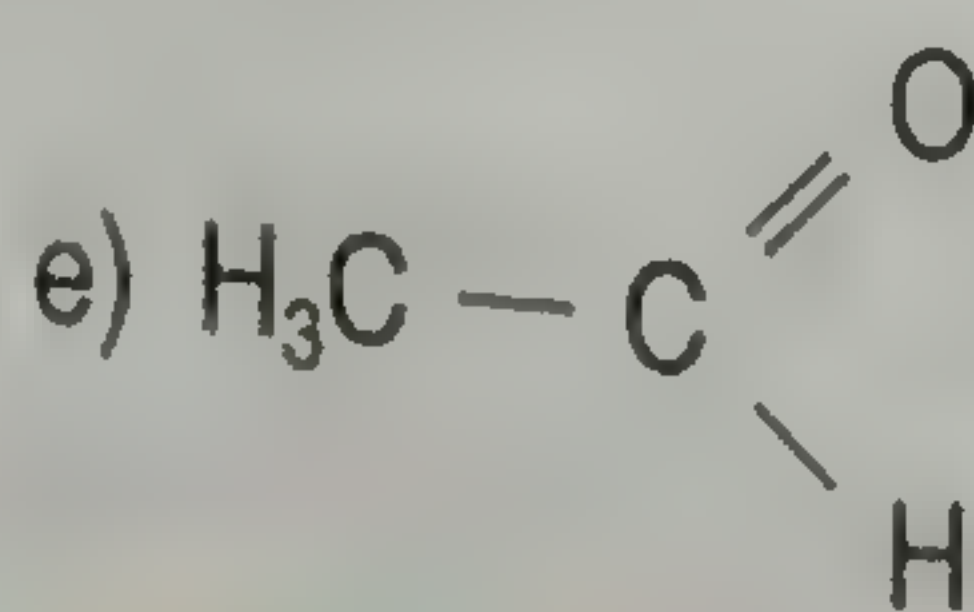
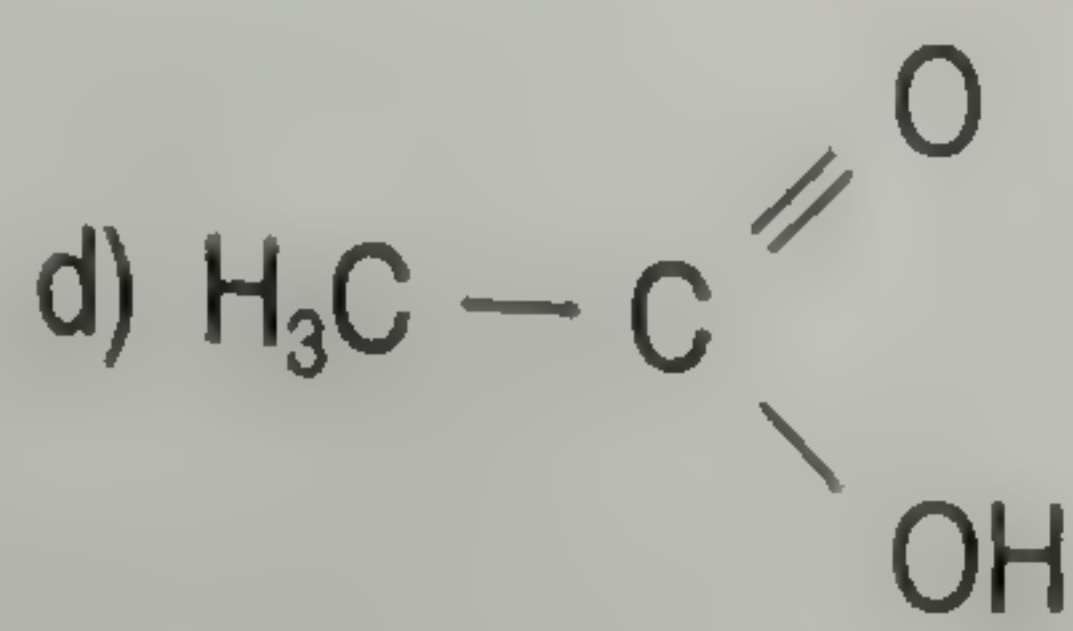
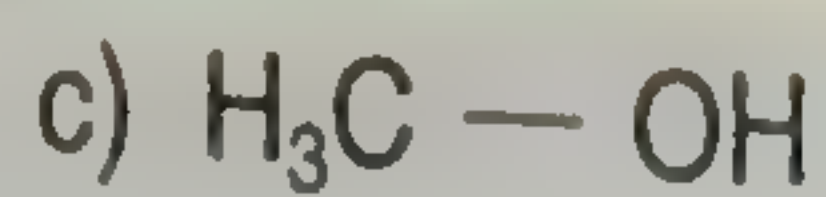
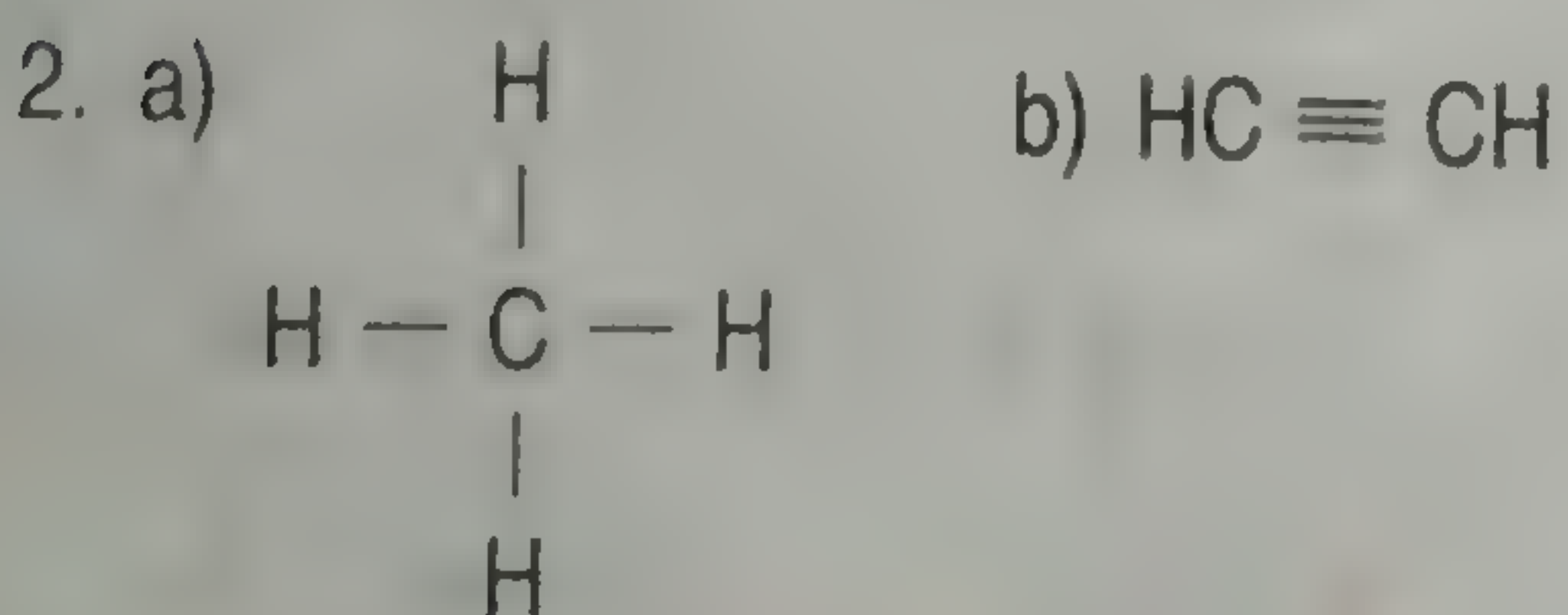
40. Alternativa d.

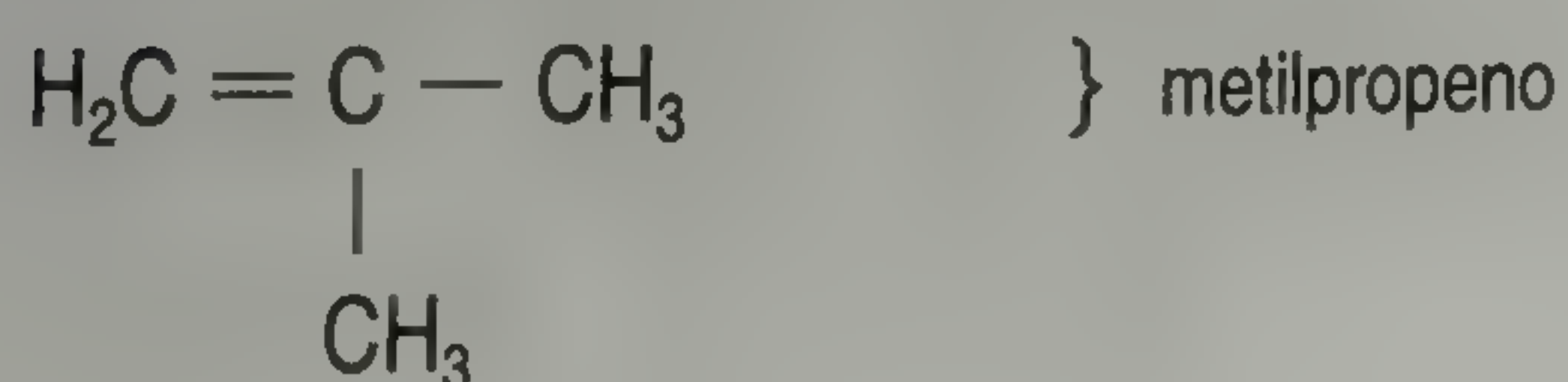
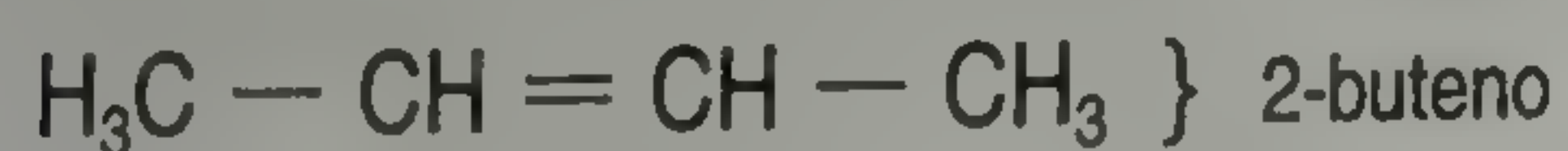
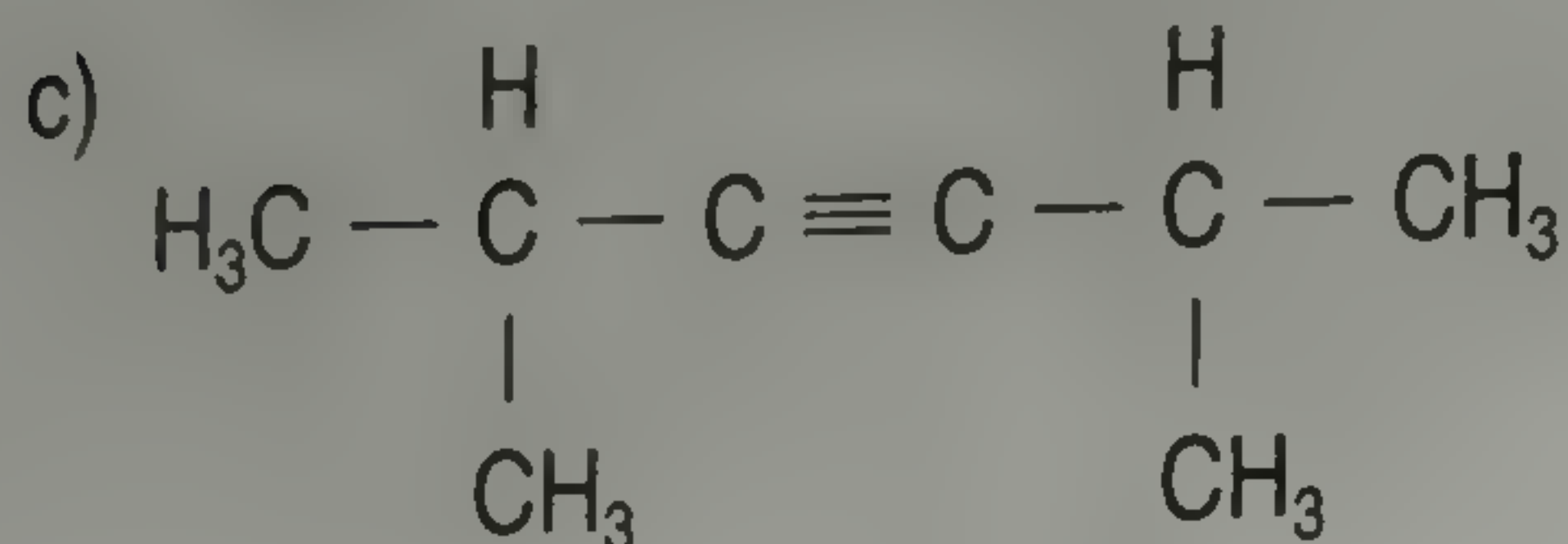
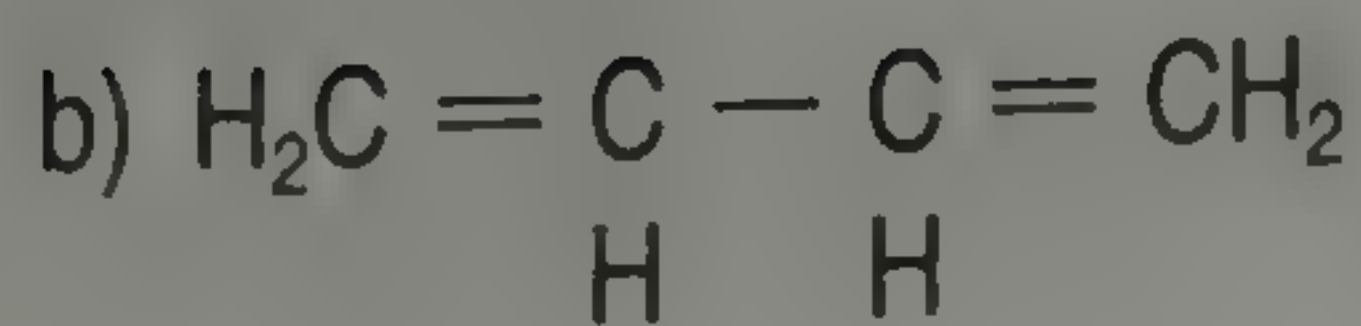
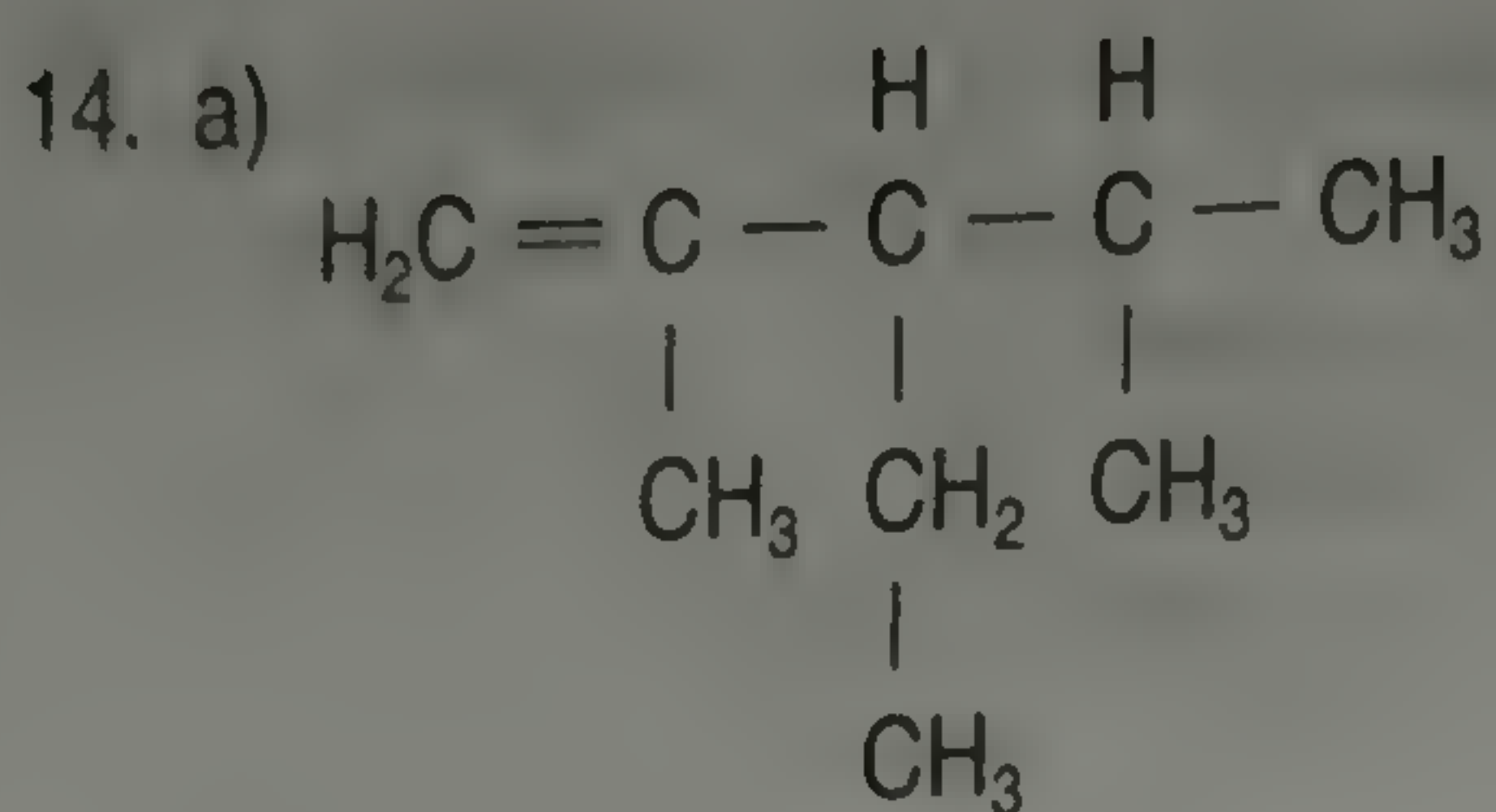
41. Alternativa a.

25

Funções orgânicas: regras de nomenclatura

1. a) Pentano. e) Metanal.
b) Propadieno. f) Butanona.
c) Ácido butanóico. g) Etanol.
d) Propino. h) Propanal.





16. Alternativa c.

17. Alternativa e.

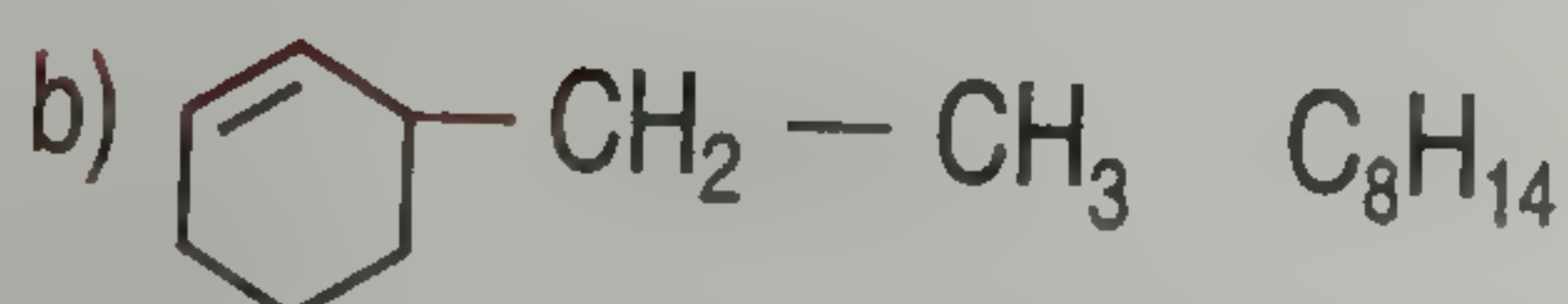
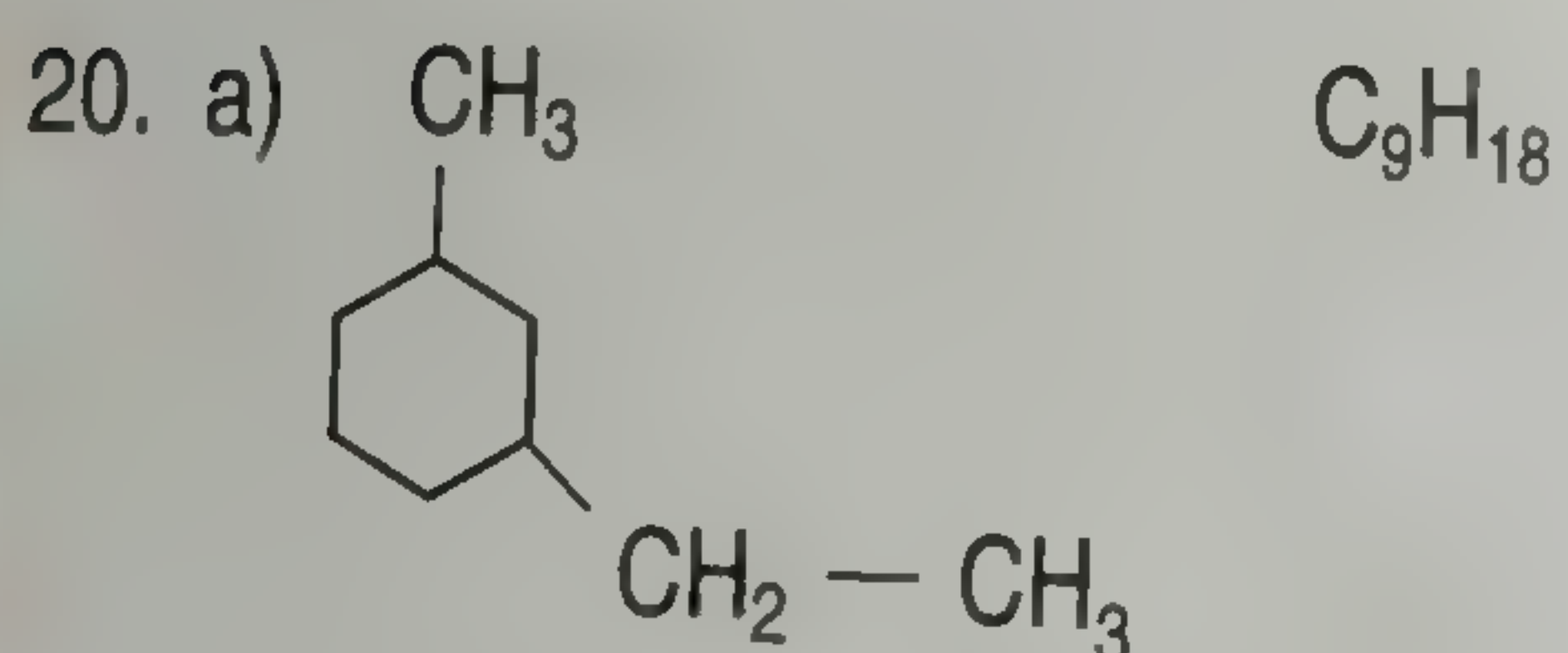
18. a) 1-metil-2-etilciclobutano

b) 1,1,2-trimetilciclopentano

19. a) 3,4-dimetilciclobuteno

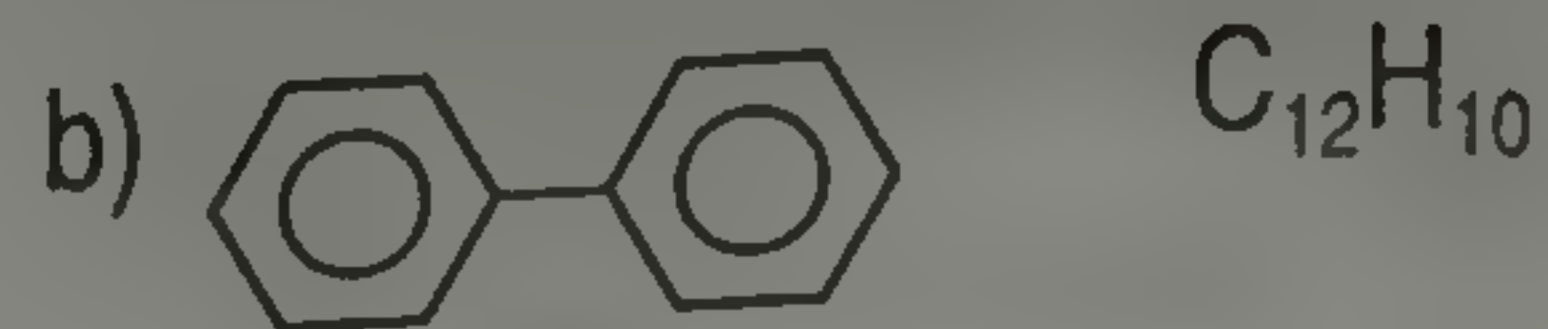
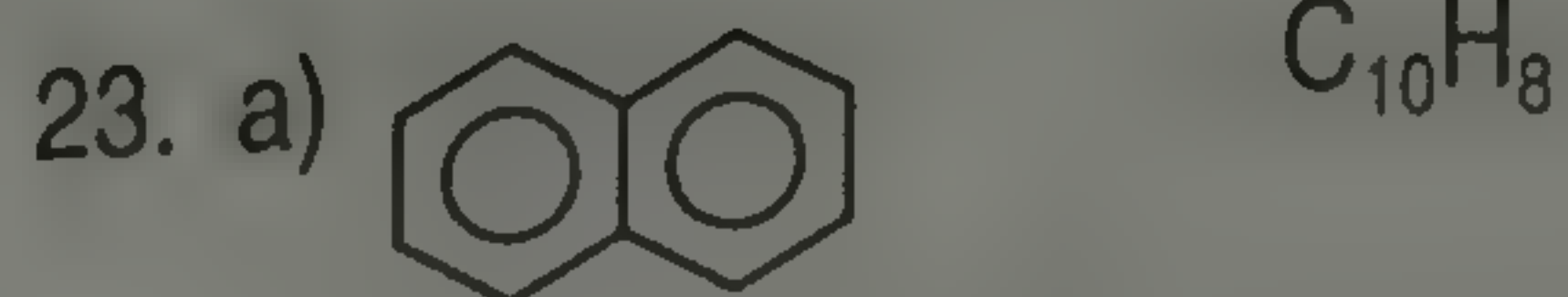
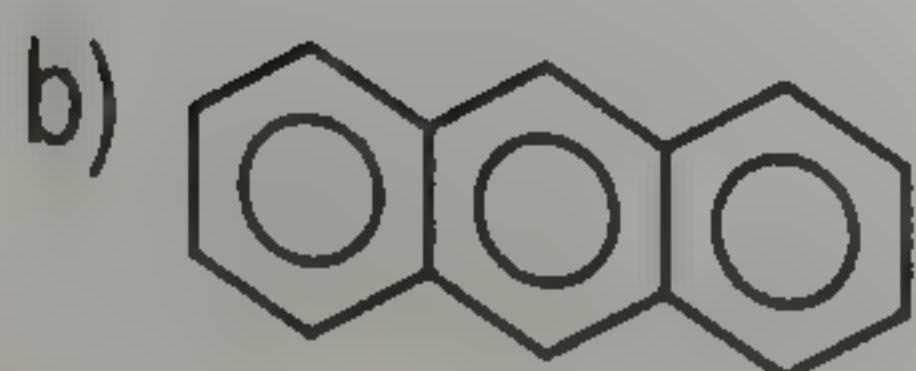
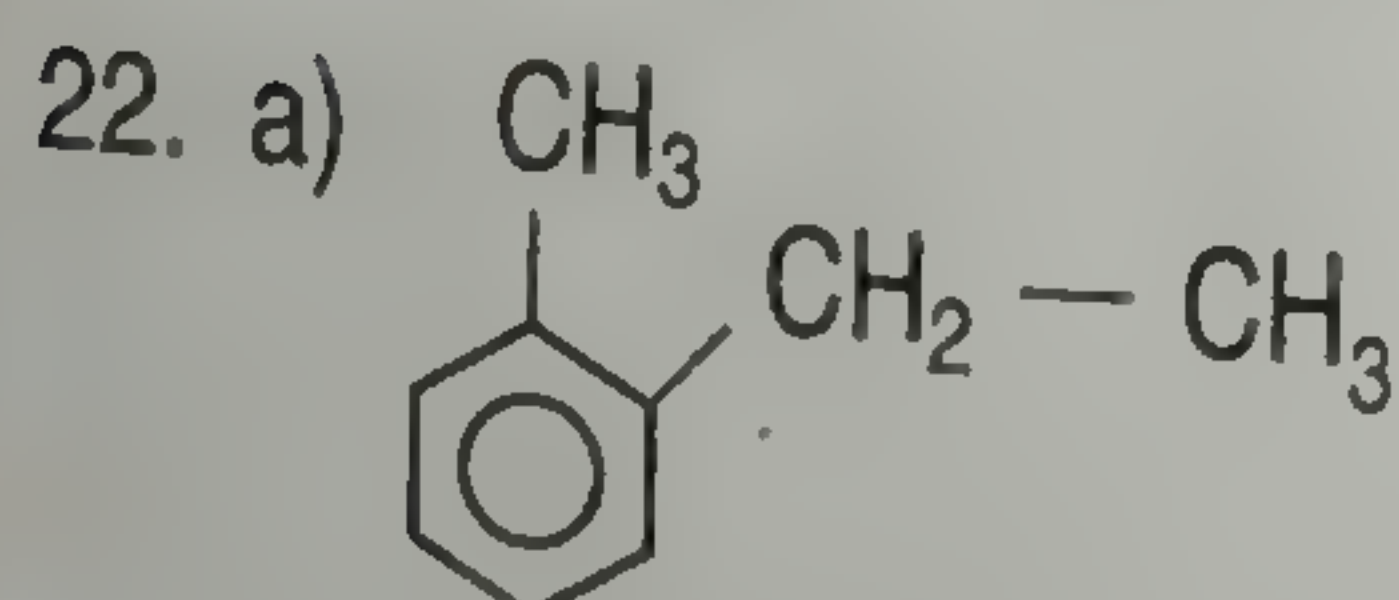
b) ciclopenteno

c) 4-metilciclopenteno



21. a) 2-metilnaftaleno

b) 1-metil-2-isopropilbenzeno



24. Alternativa c.

25. a) 3-metil-2-pentanol

b) 3-metil-1-pentanol

c) ciclo-hexanol

d) 3-terc-butil-2-hexanol

e) 2-etilbutanal

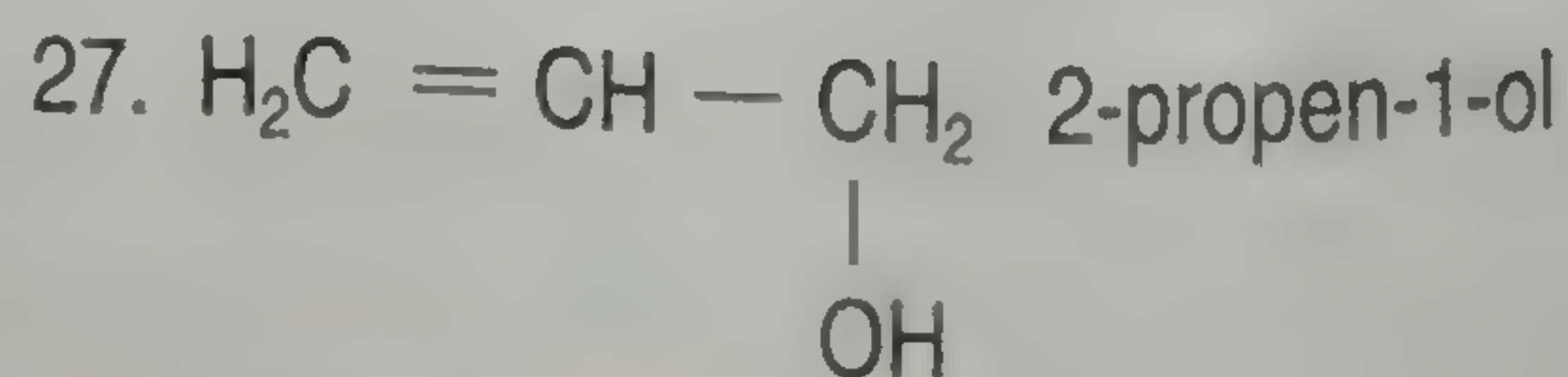
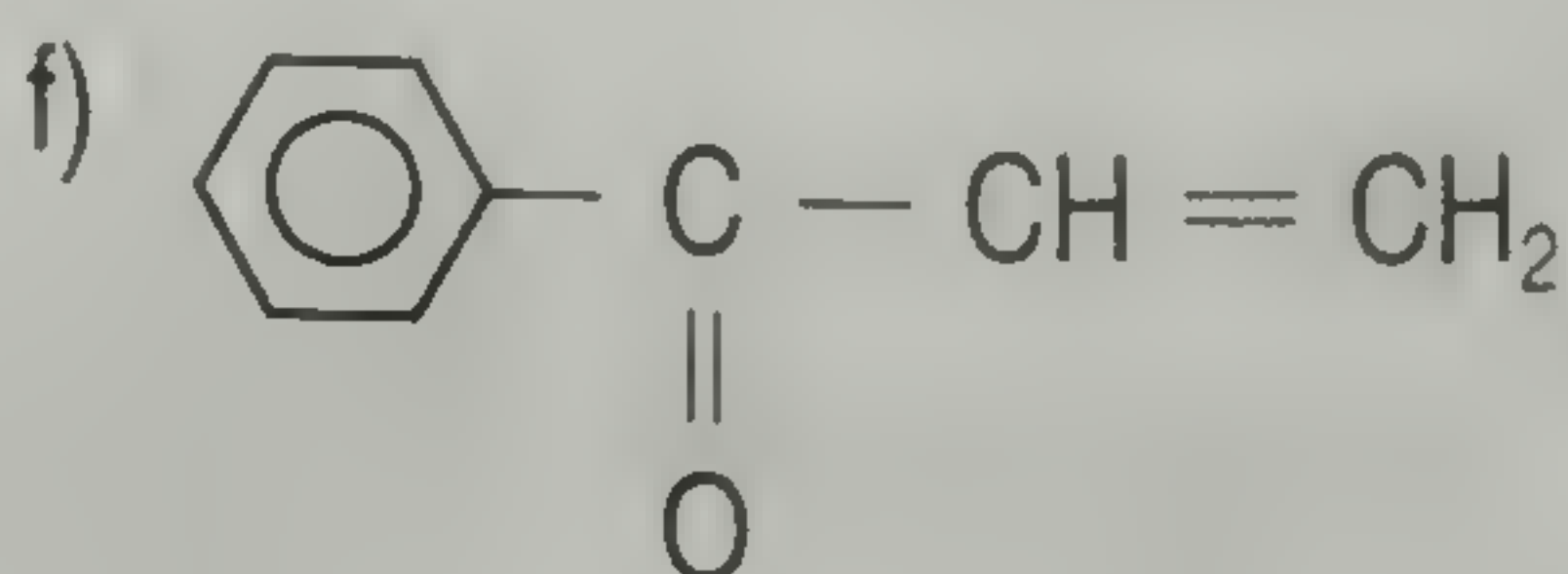
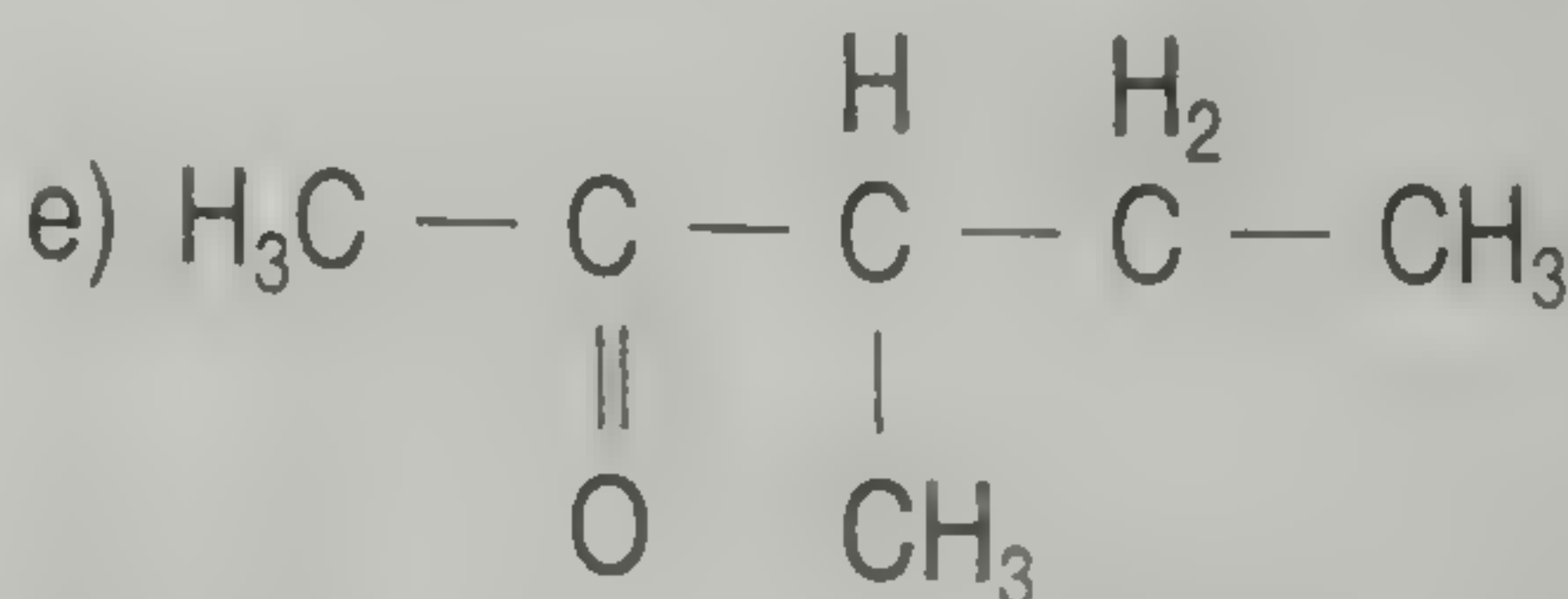
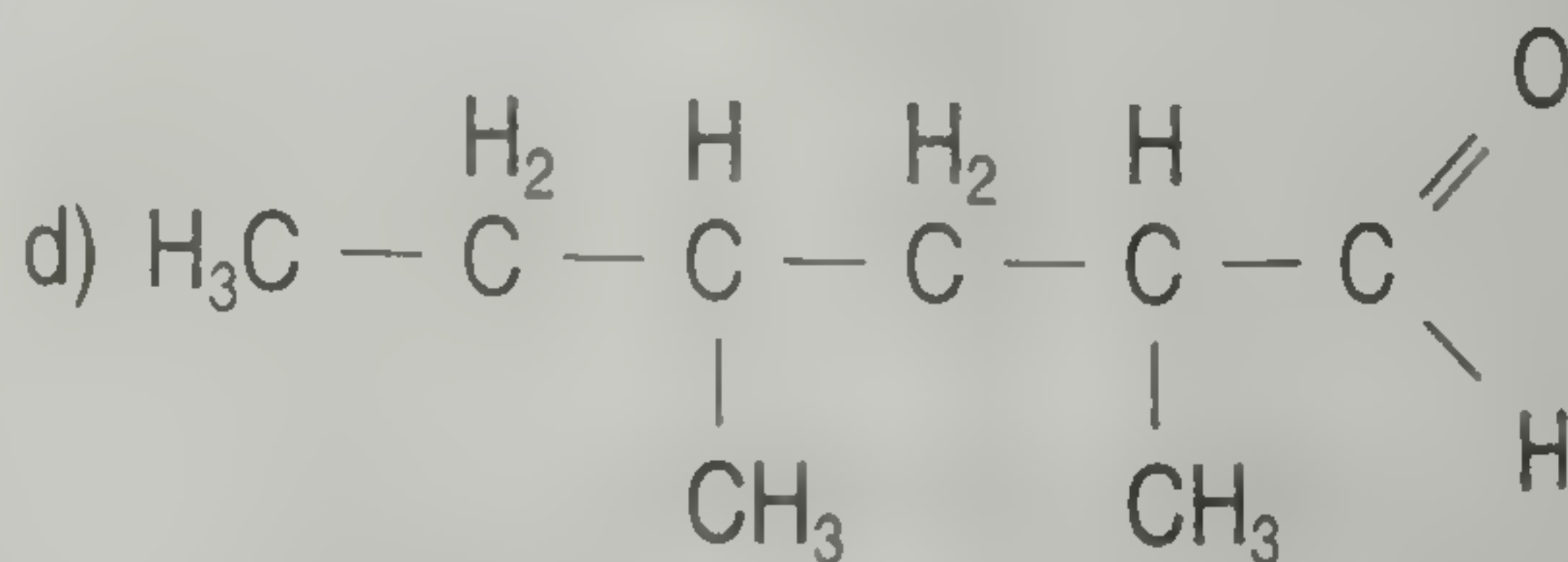
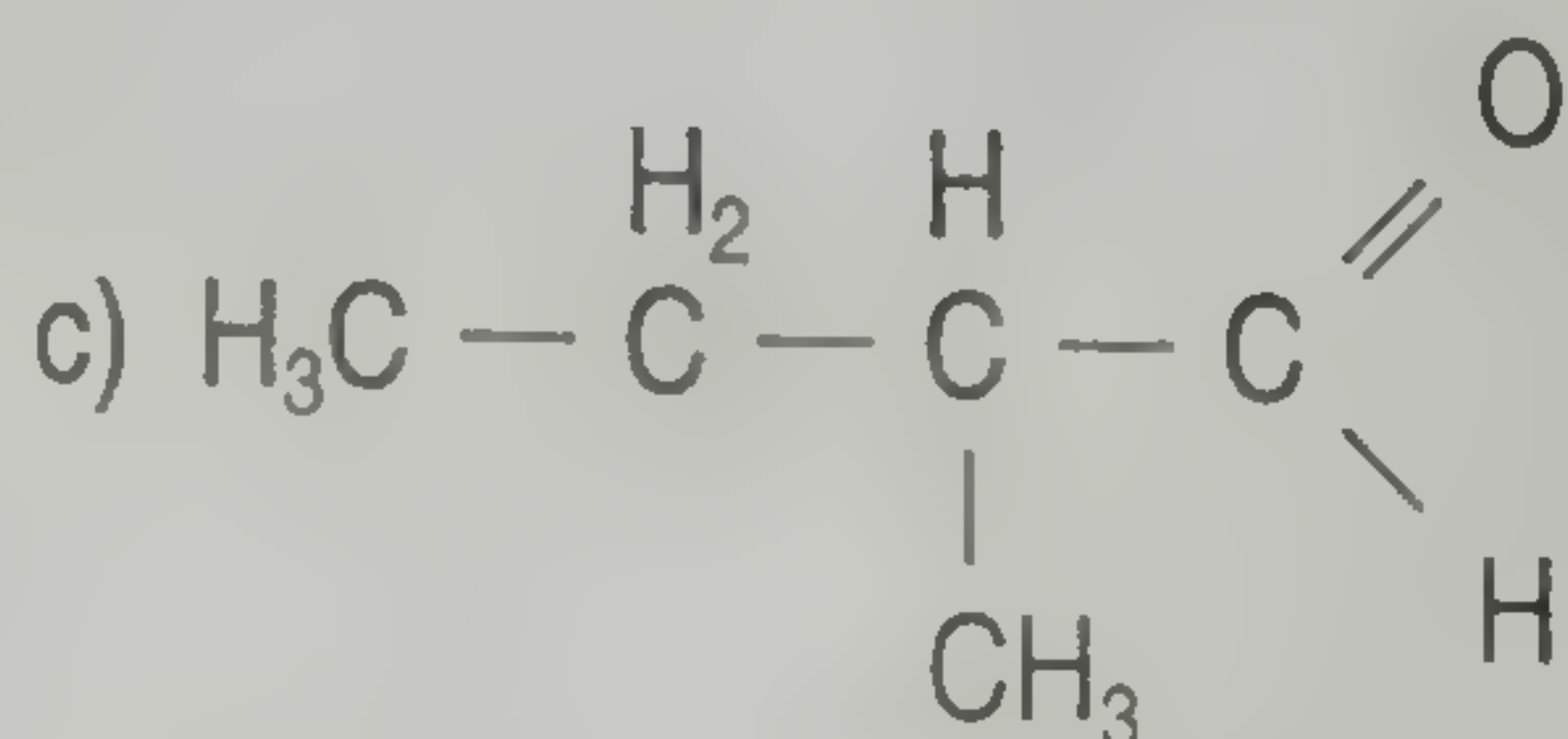
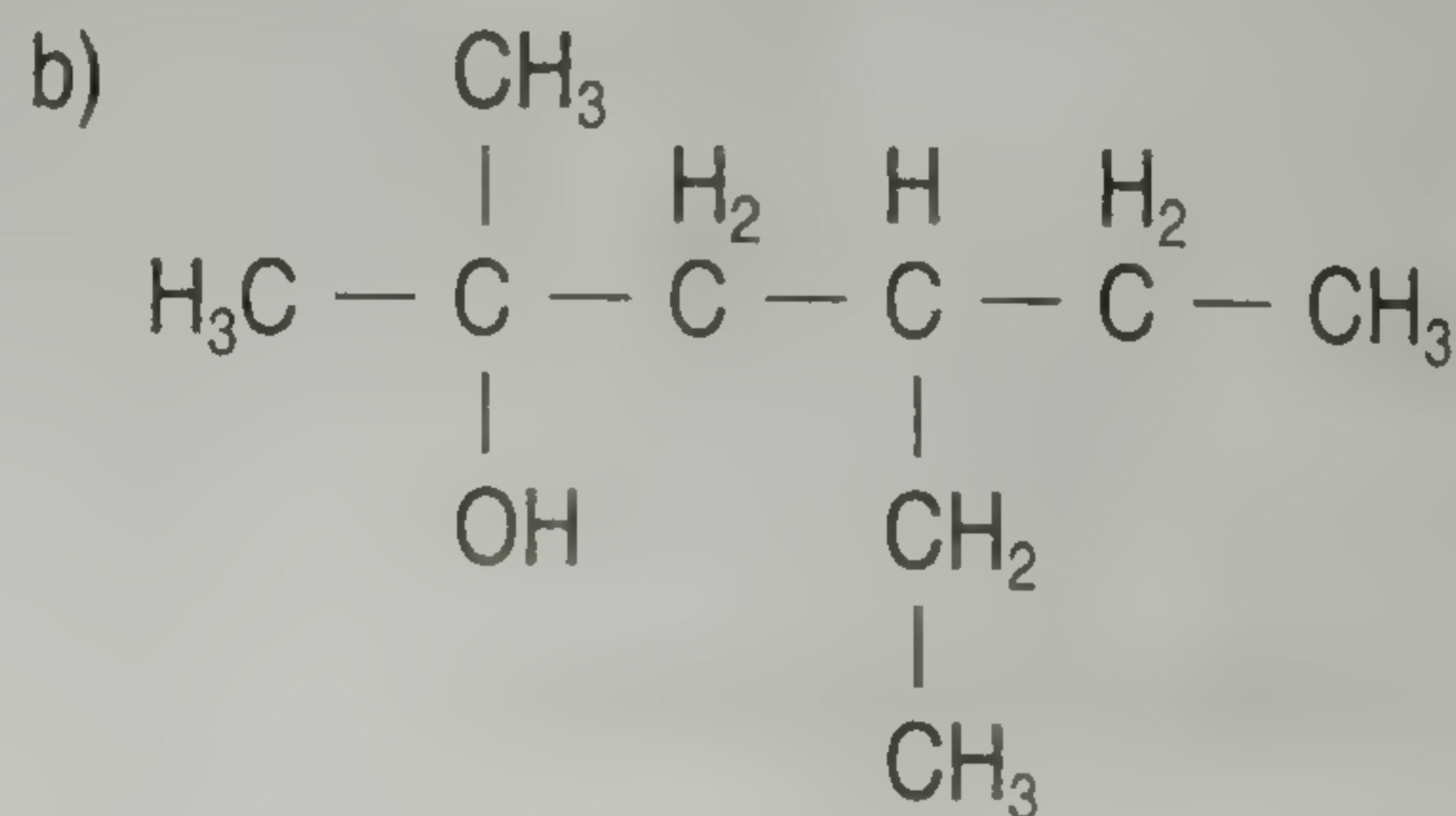
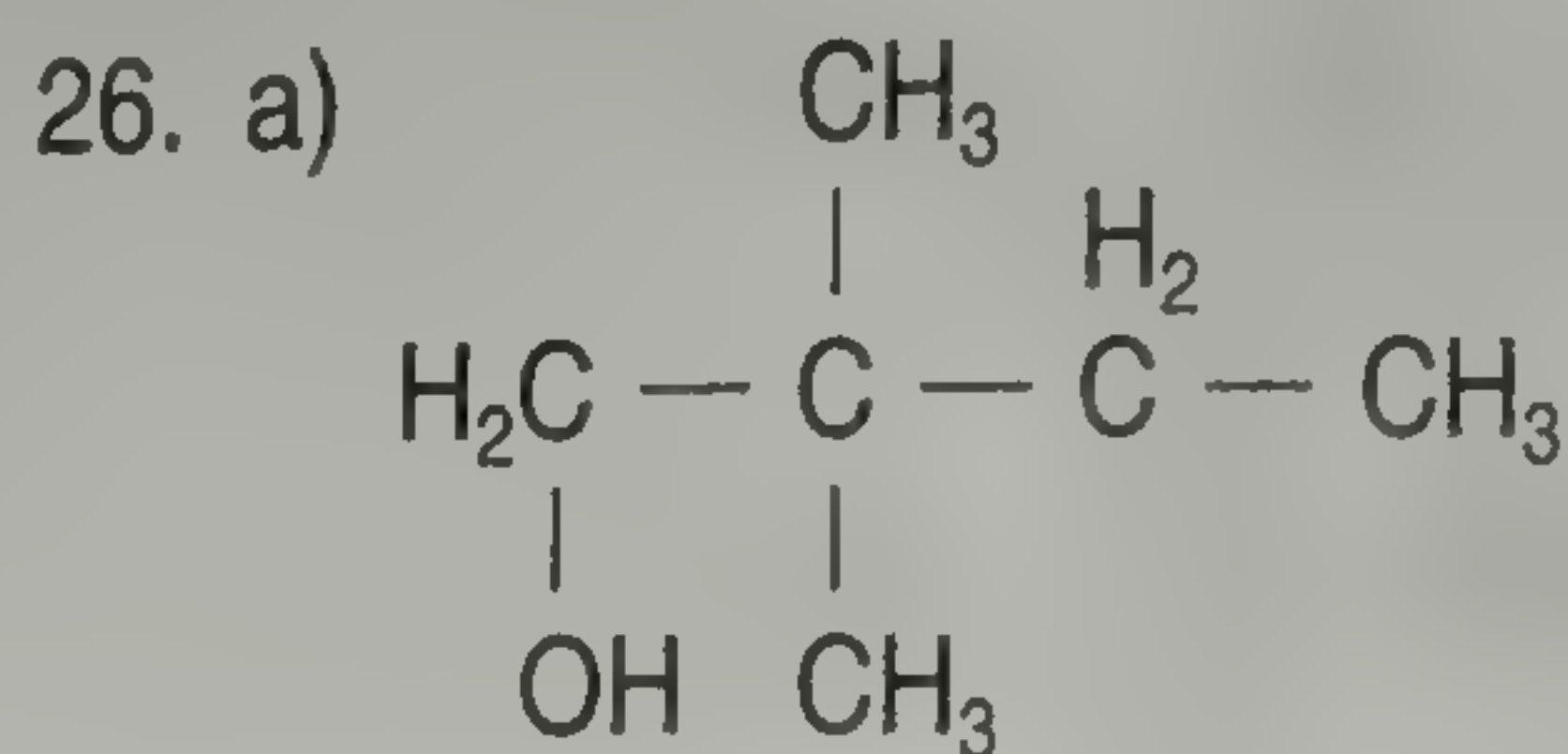
f) metilpropanal

g) metilbutanona (metilisopropilcetona)

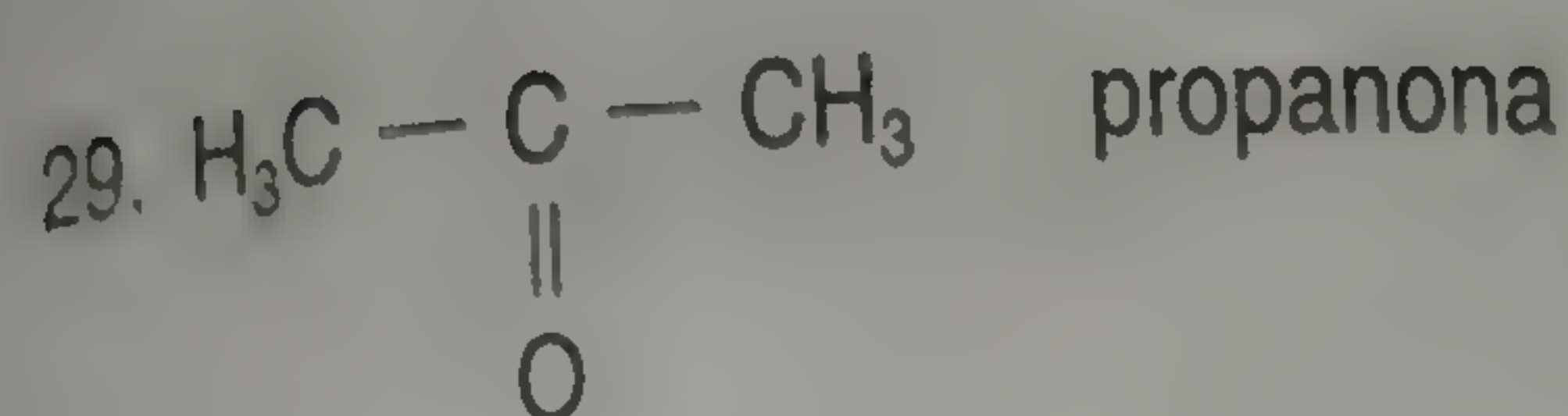
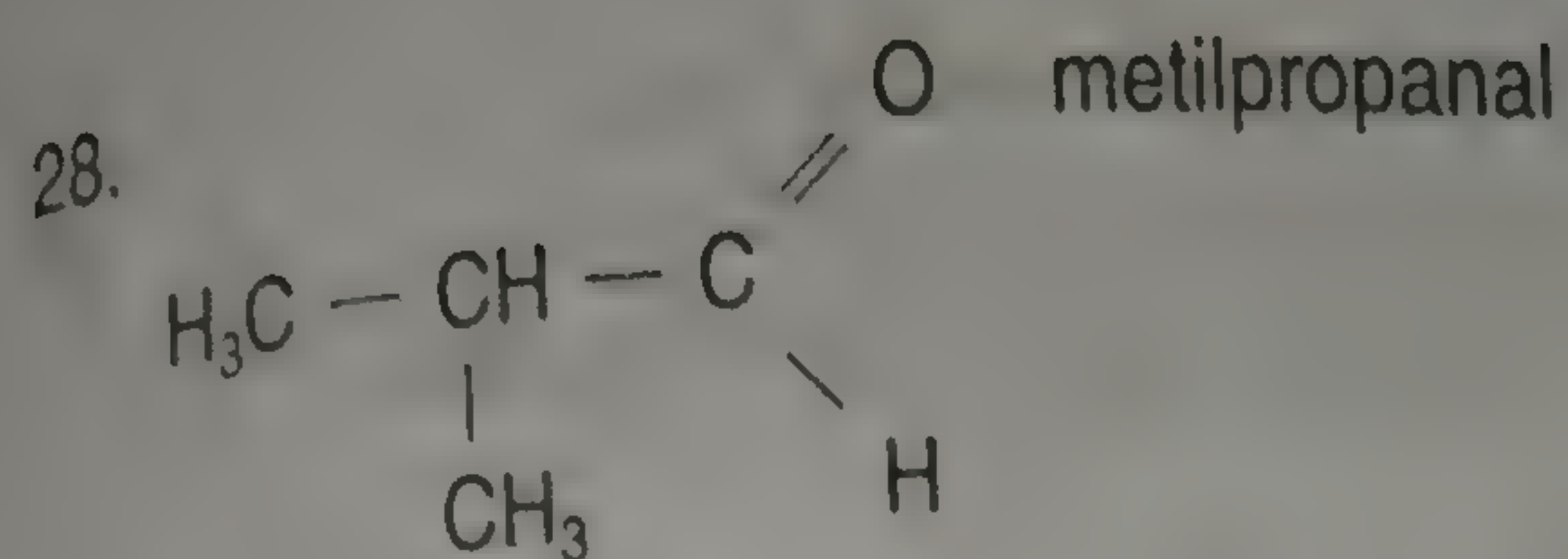
h) 3-metilpentanona

i) butenona

j) dimetilbutanona (metil-terc-butilcetona)

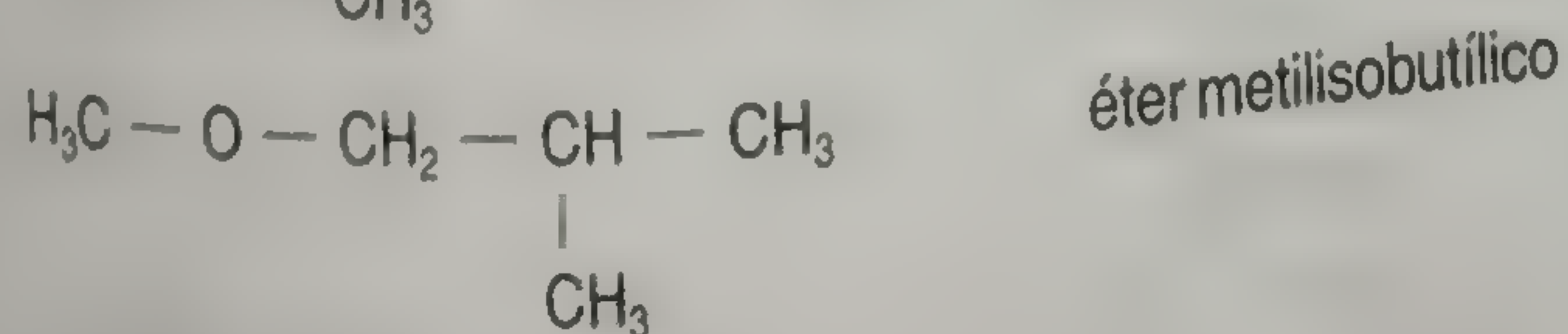
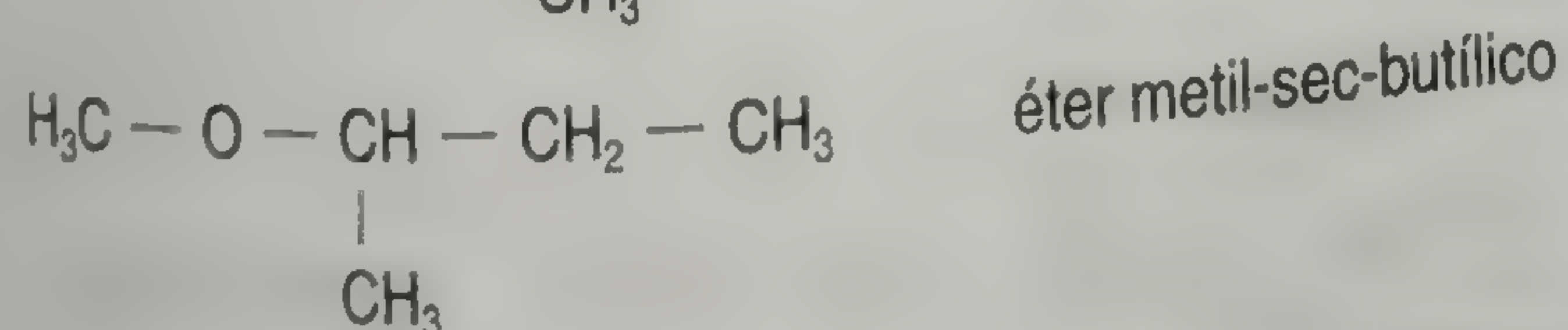
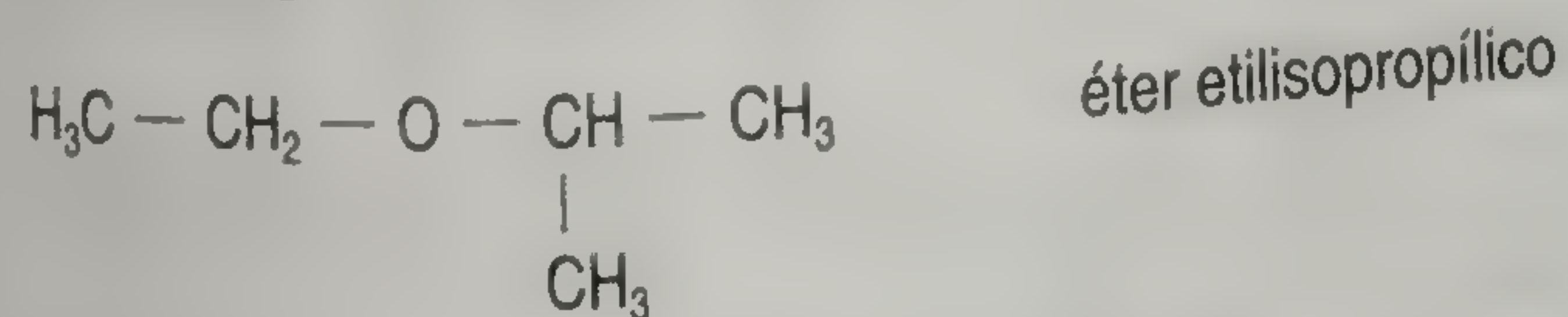
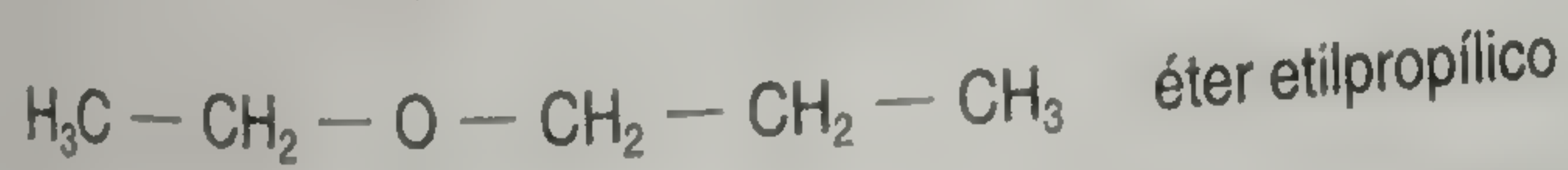
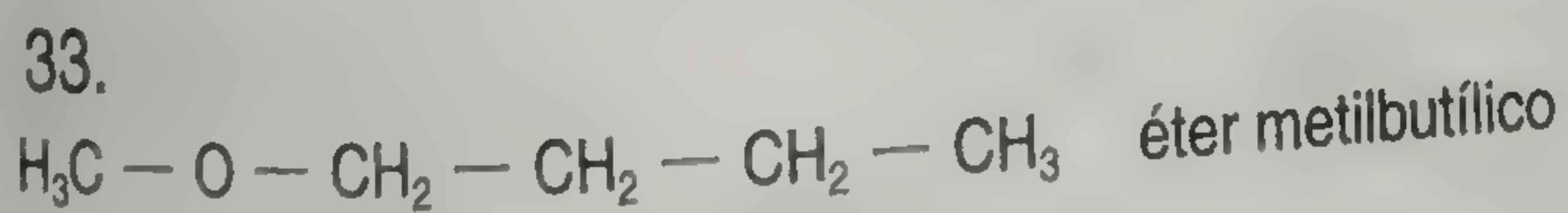
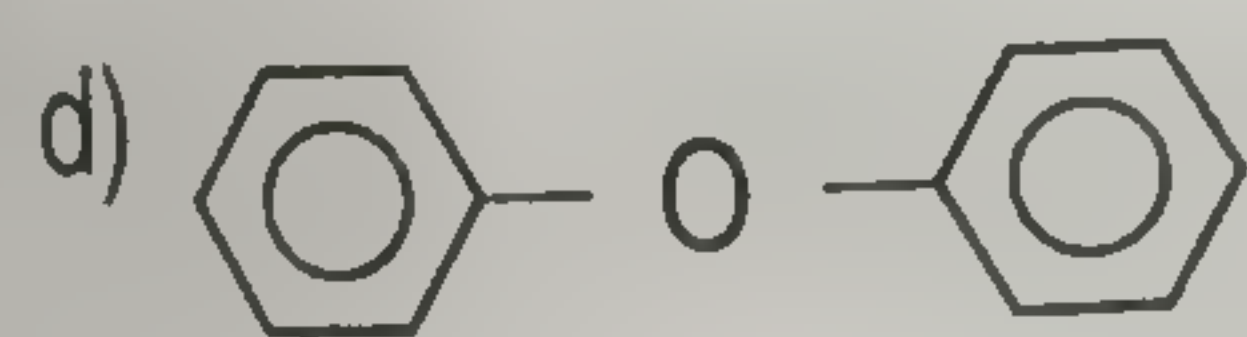
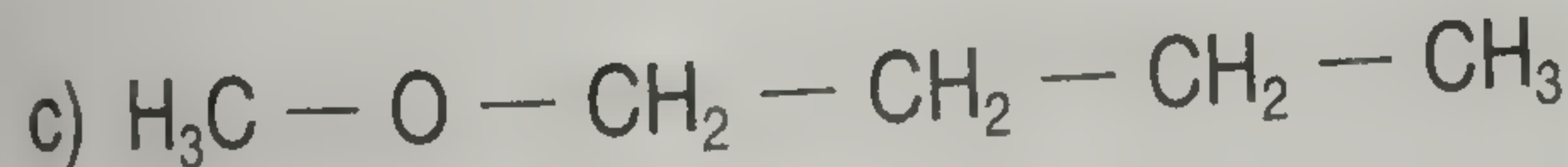
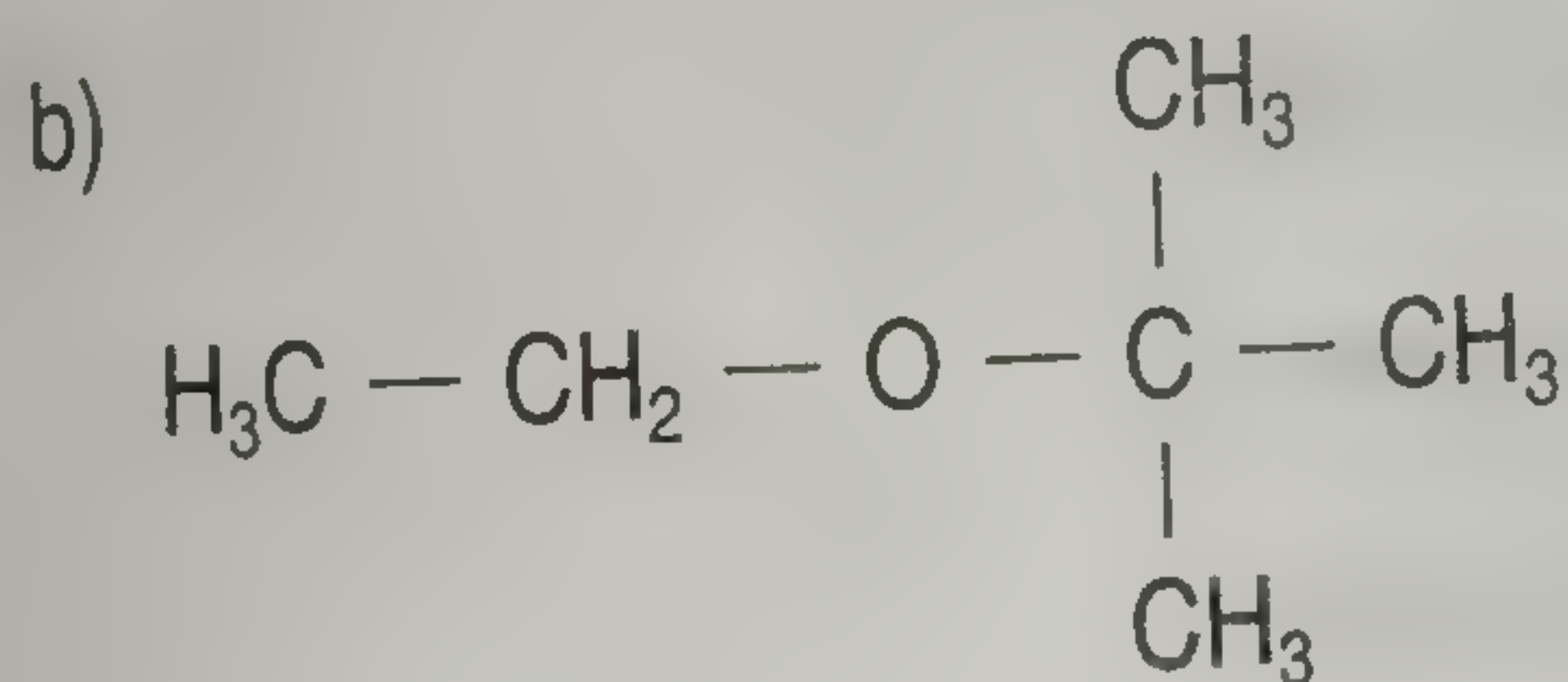
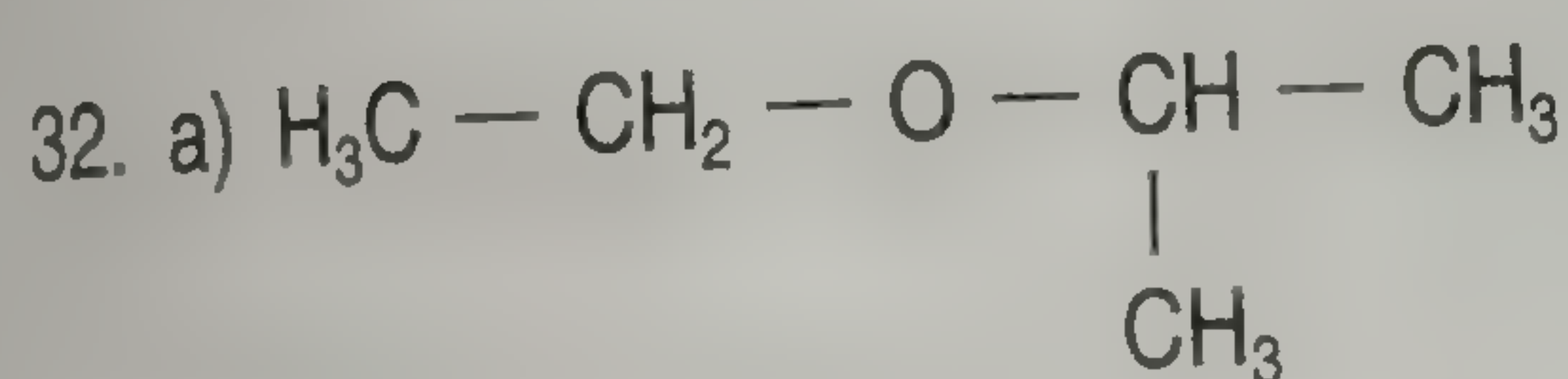


RESPOSTAS

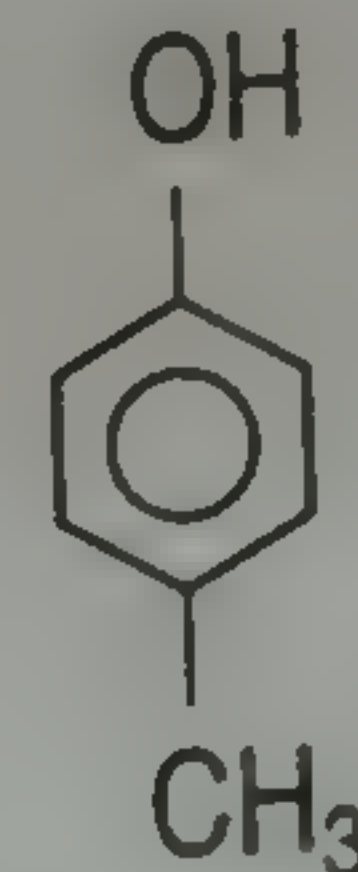
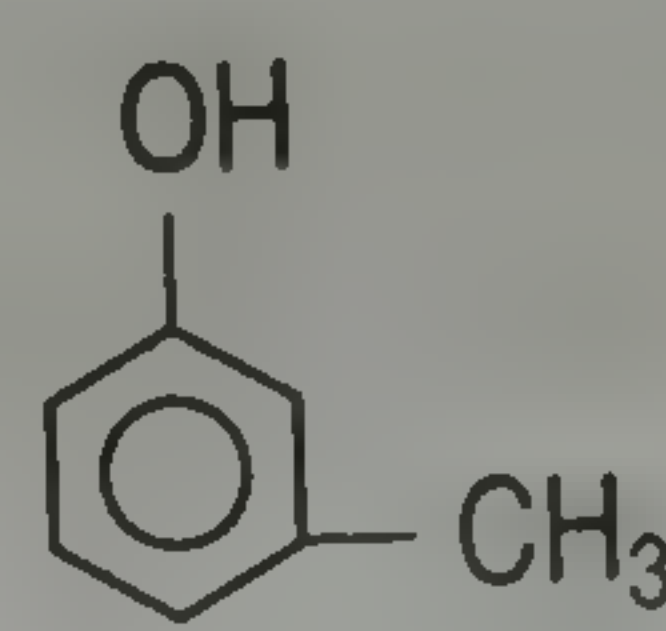
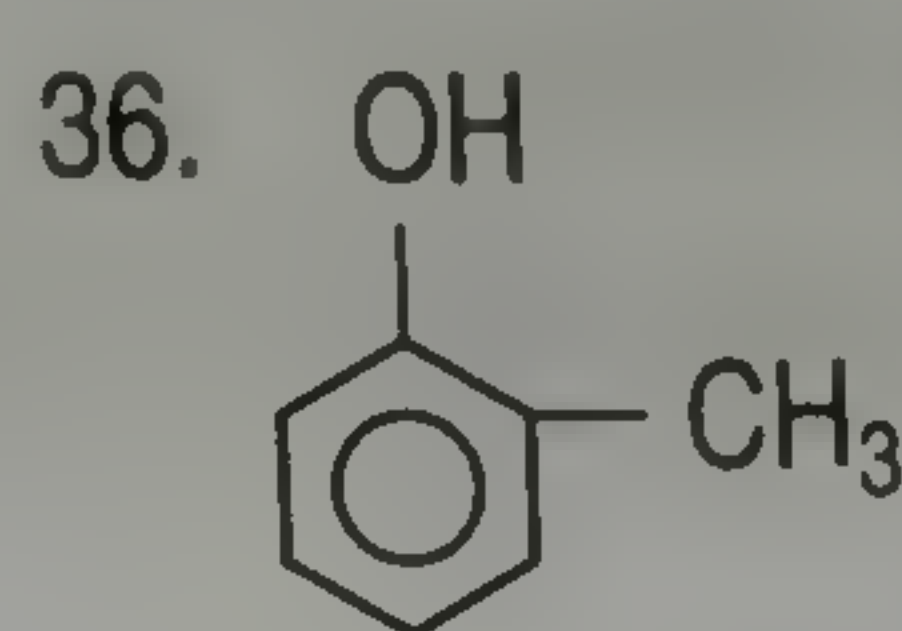
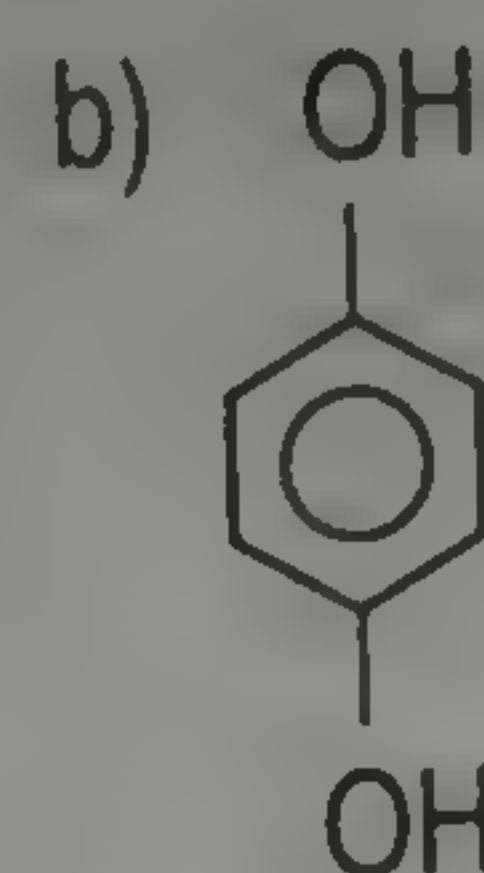
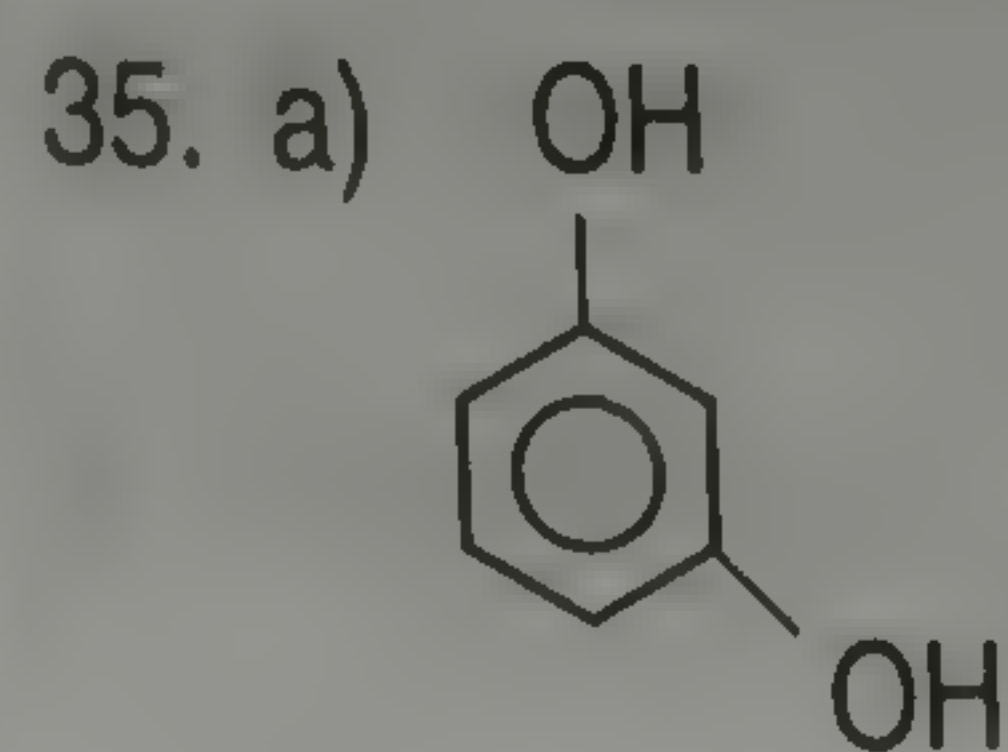


30. A carbonila ($\text{C}=\text{O}$) no carbono 1 caracteriza um aldeído.

31. a) metoxipropano
metil-n-propil-éter
b) etoxietano
éter dietílico
c) metoxiciclobutano
metilciclobutil-éter
d) isopropoxi-benzeno
isopropil-fenil-éter



34. a) 1-hidroxi-3-etilbenzeno
b) 1-hidroxi-2-metil-4-etilbenzeno
c) 1-hidroxinaftaleno

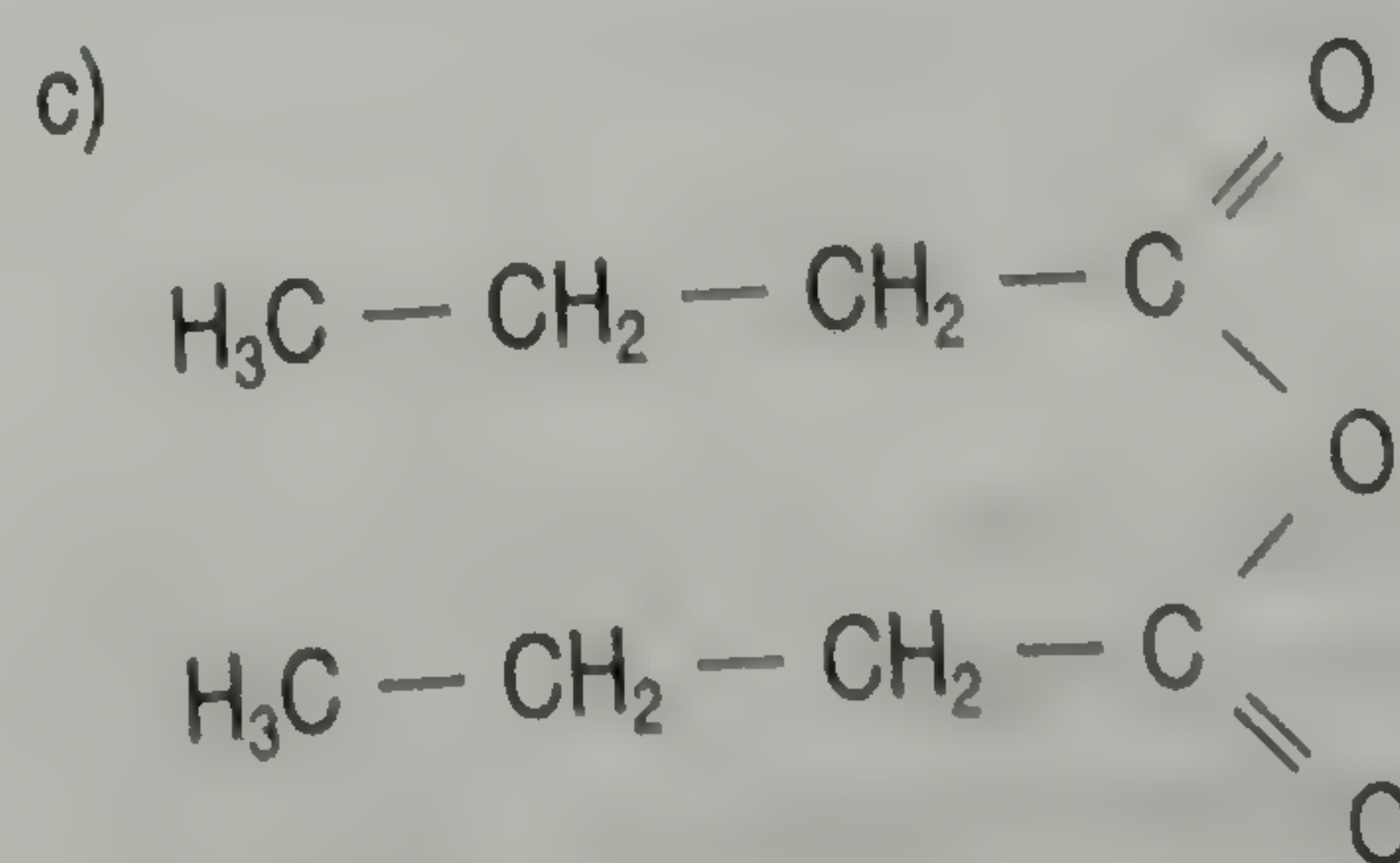
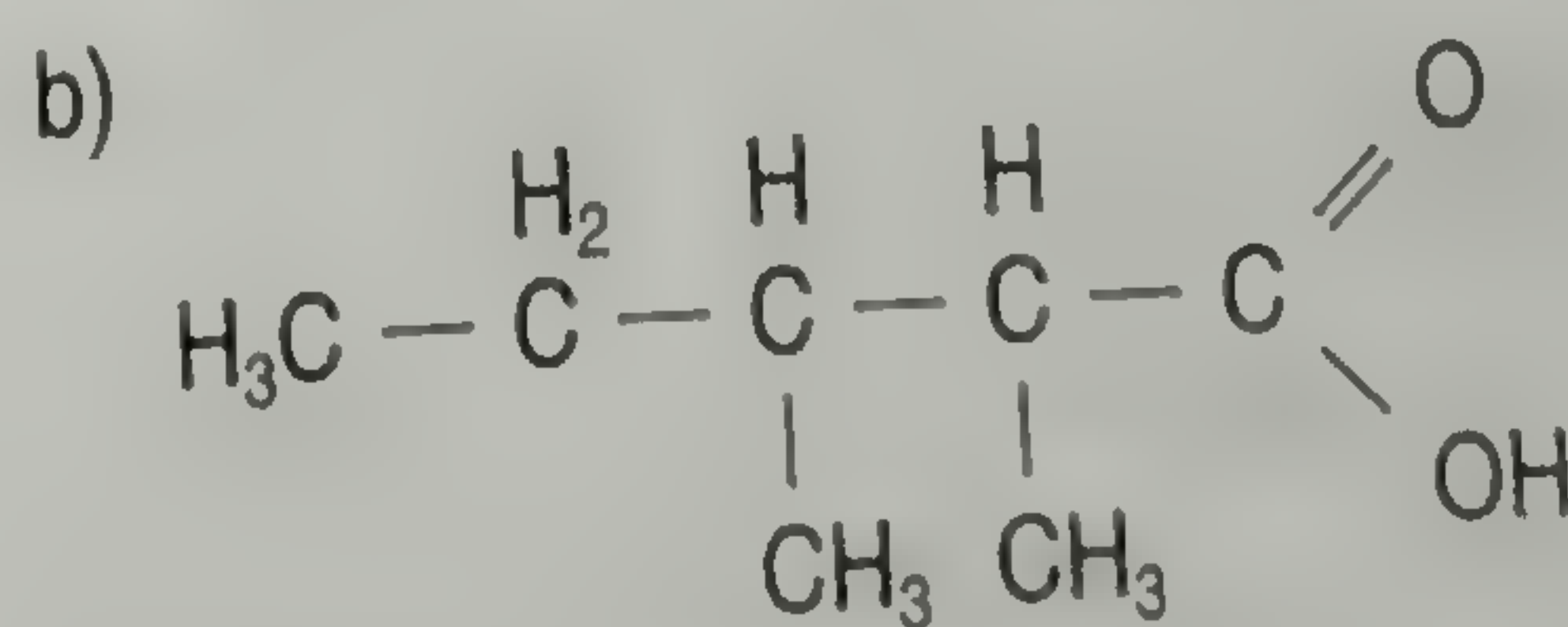
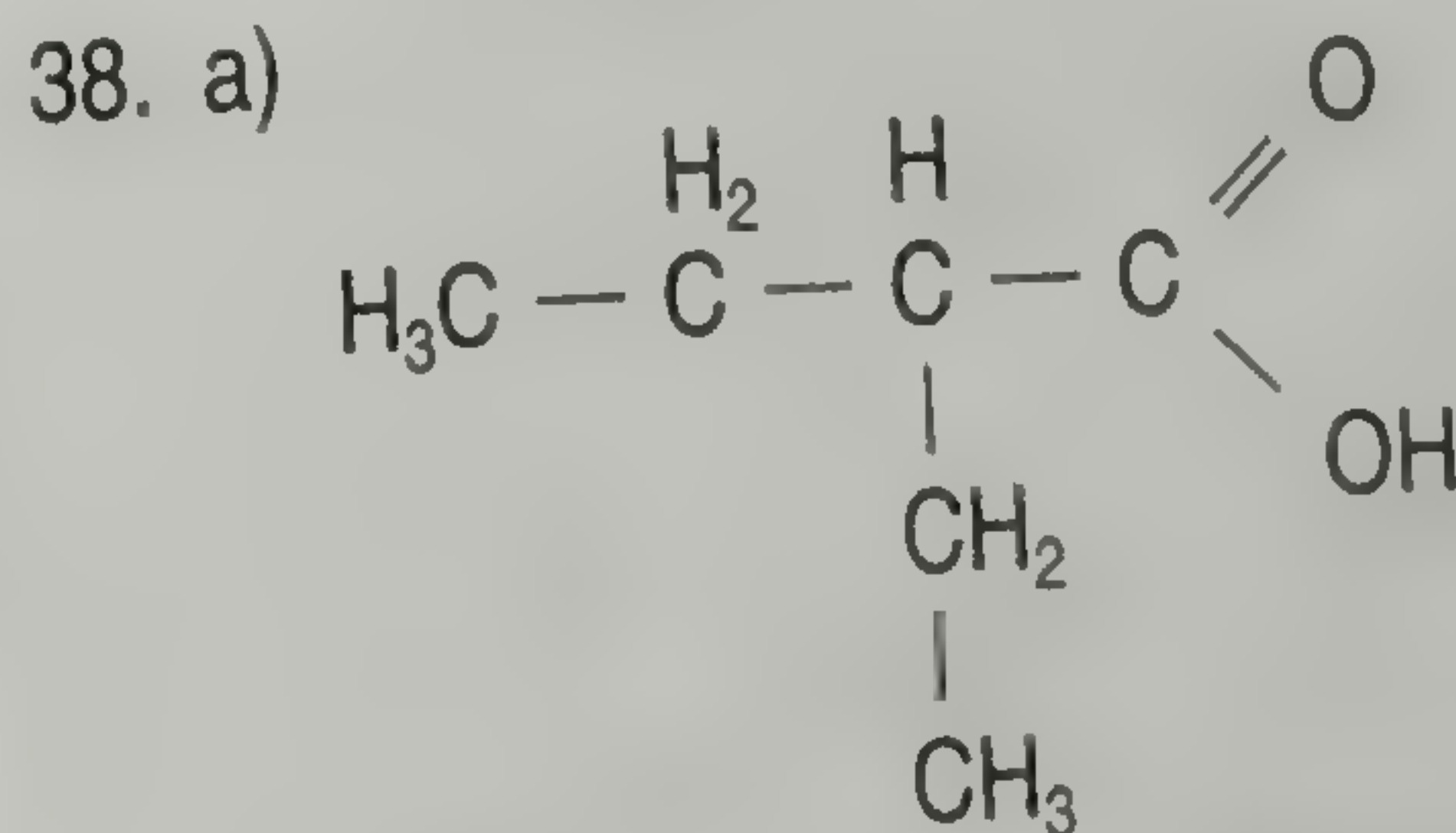


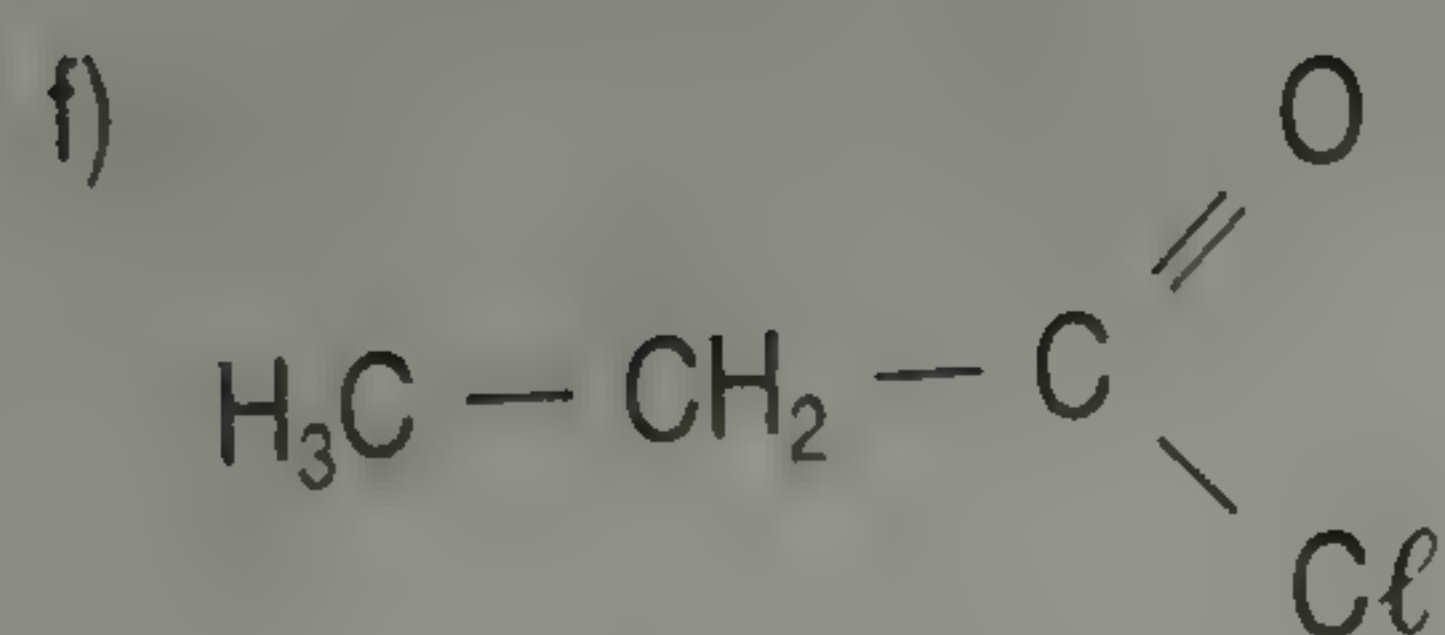
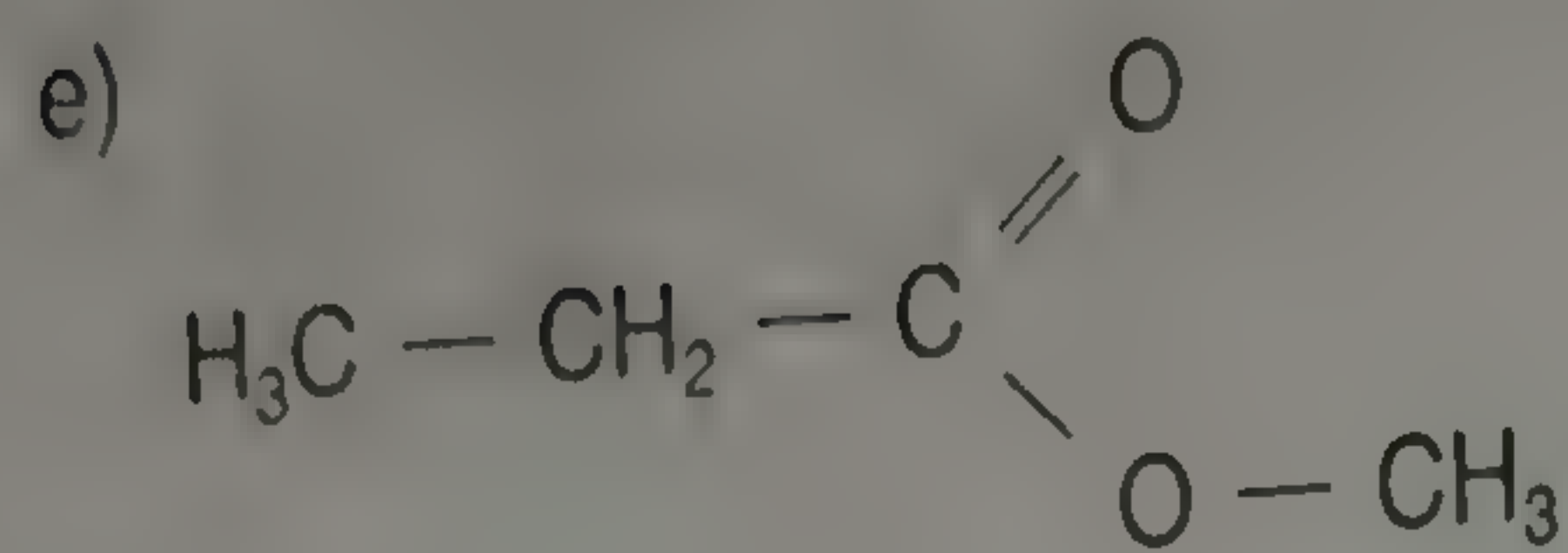
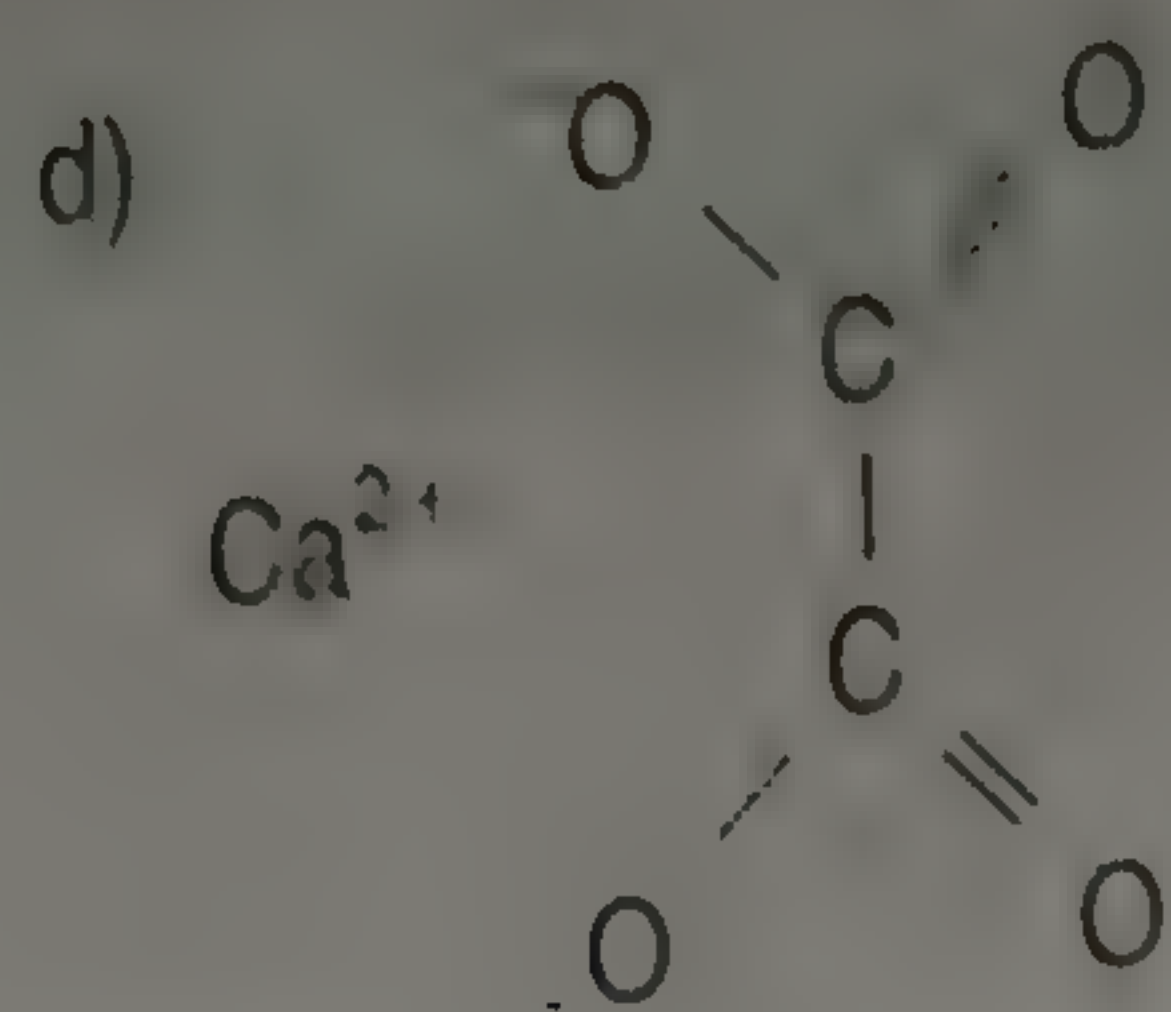
1-hidroxi-2-metilbenzeno
o-metilfenol
(o-cresol)

1-hidroxi-3-metilbenzeno
m-metilfenol
(m-cresol)

1-hidroxi-4-metilbenzeno
p-metilfenol
(p-cresol)

37. a) Ácido 3-metilbutanóico ou ácido β-metilbutanóico.
b) Butanoato de potássio.
c) Ácido 2-butenóico.
d) Ácido metilpropanodióico.
e) Anidrido propanóico.
f) Anidrido benzóico.
g) Etanoato de terc-butila ou acetado de terc-butila.
h) Propenoato de metila.
i) Cloreto de propanoíla.
j) Brometo de metilpropanoíla.

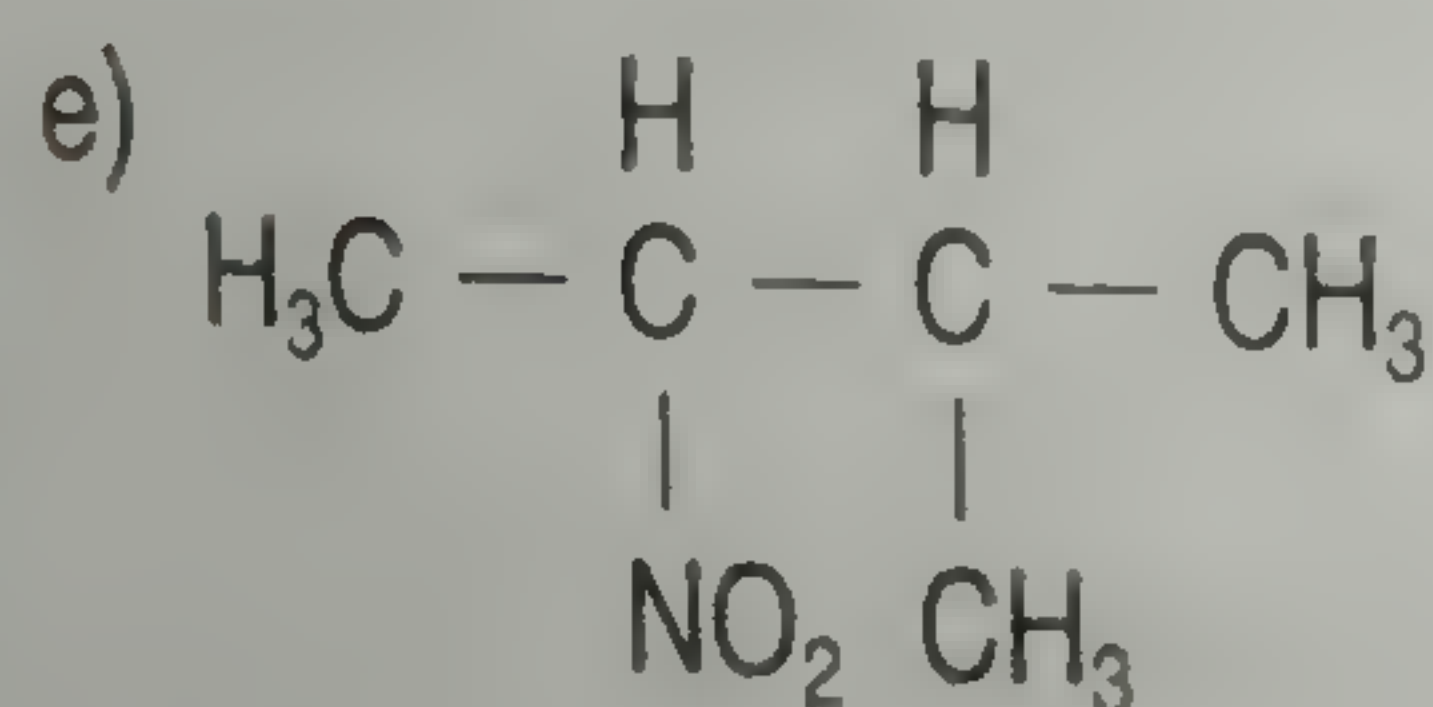
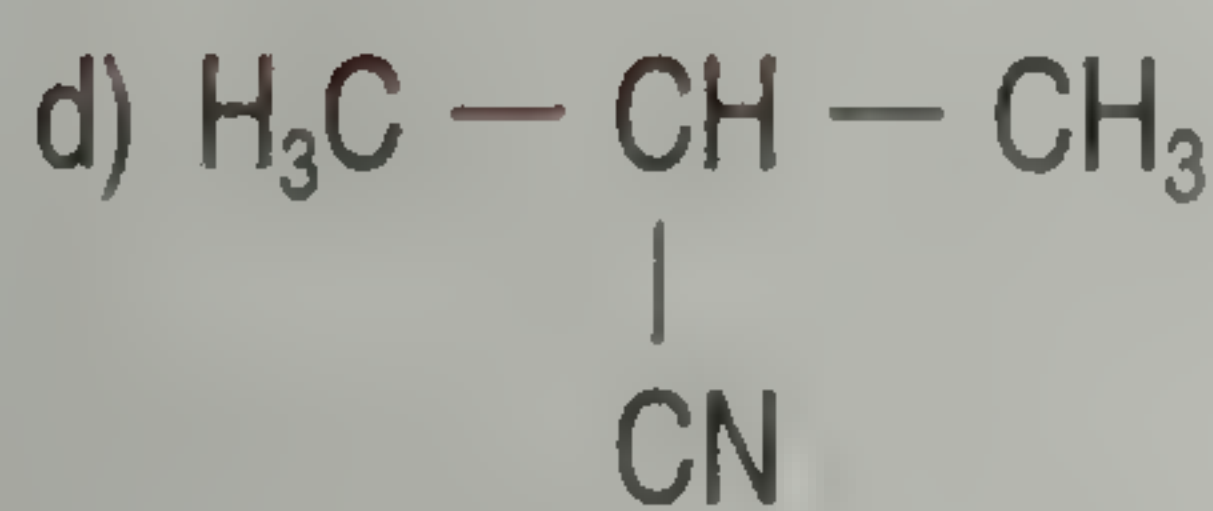
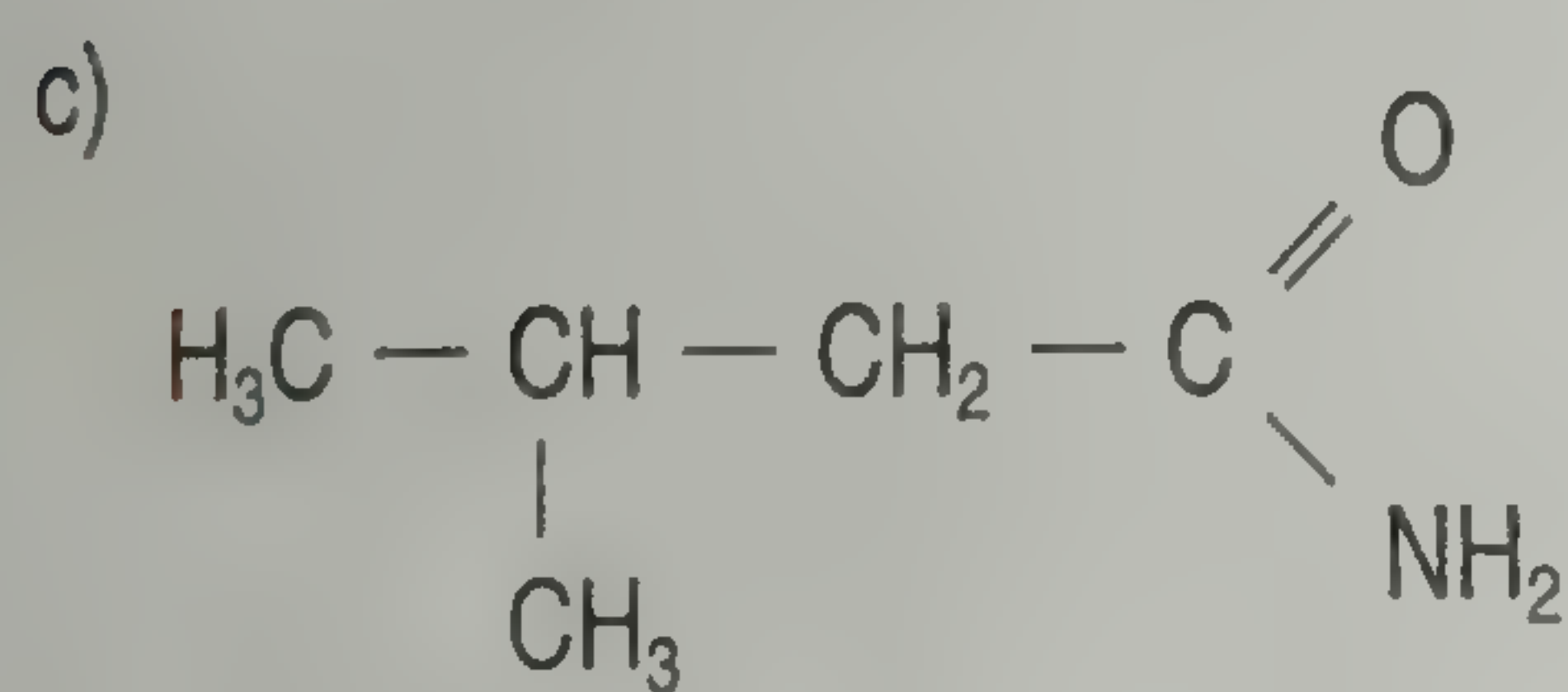
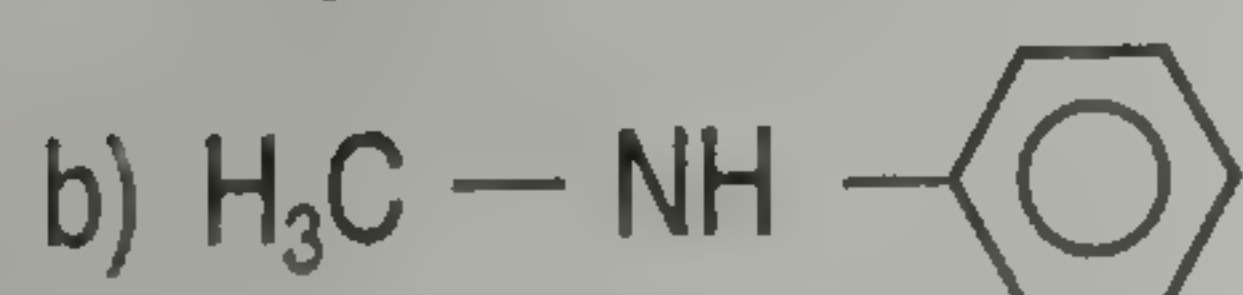
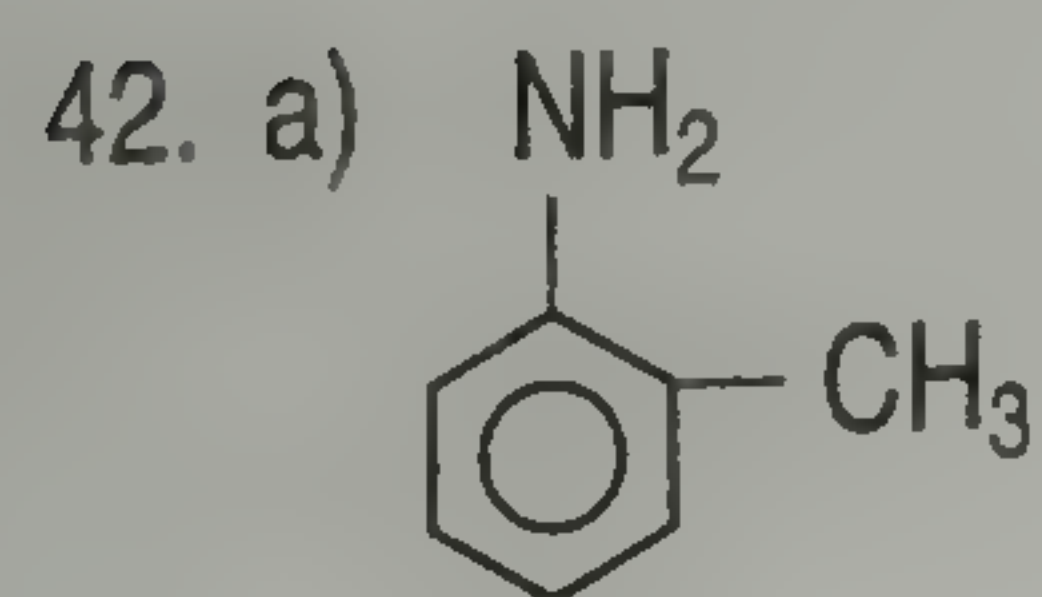




39. Alternativa *c*.

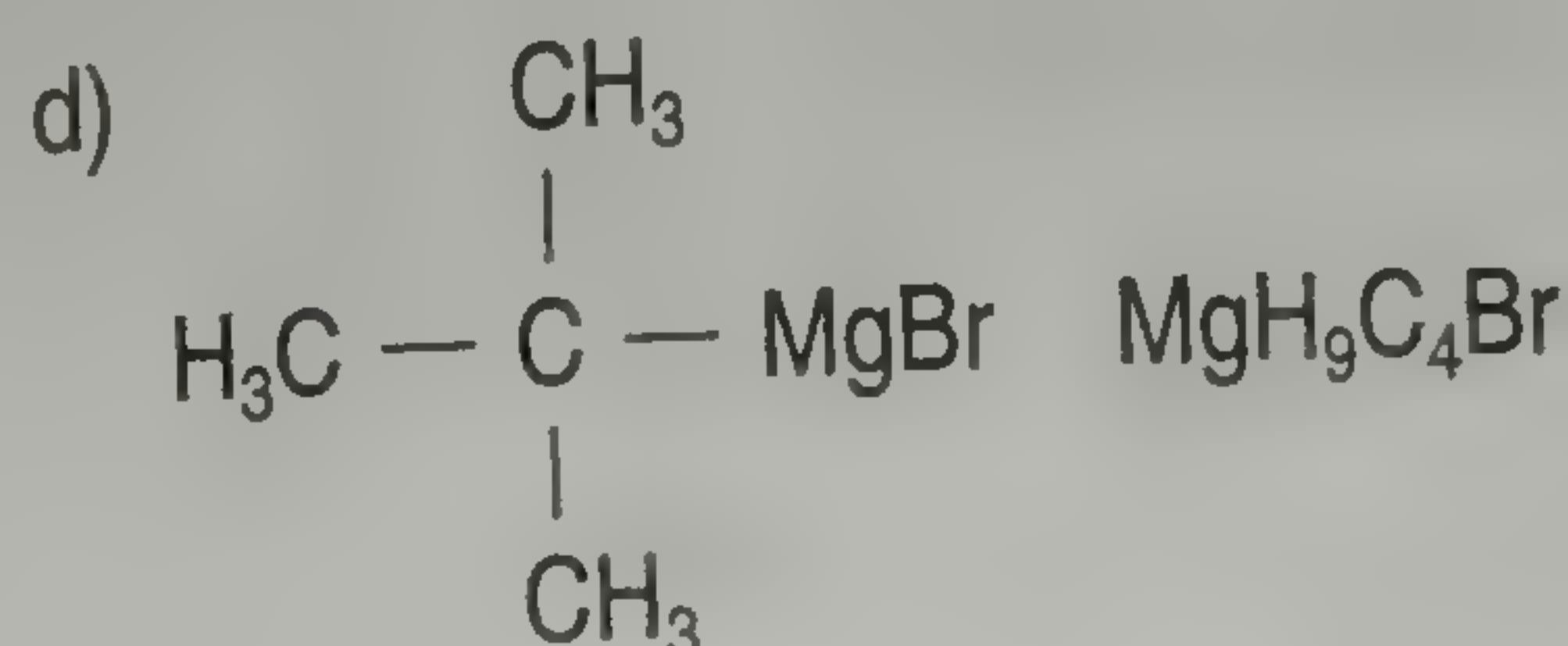
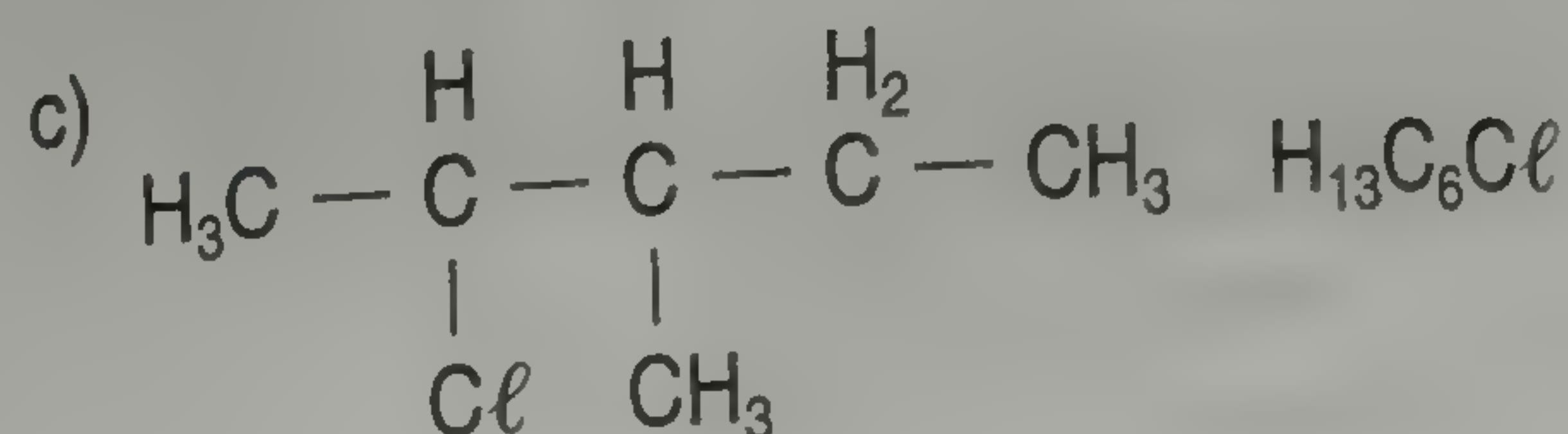
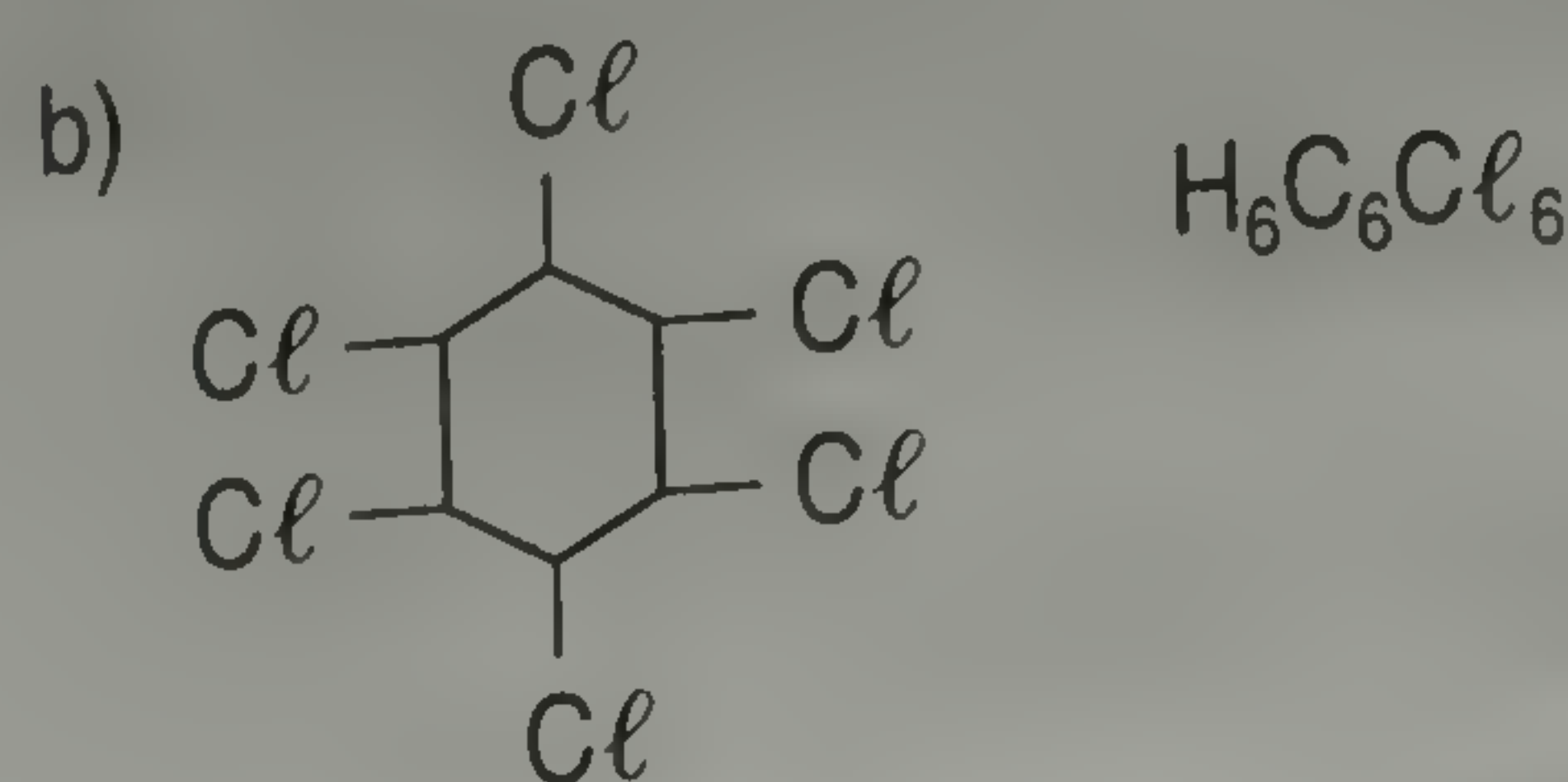
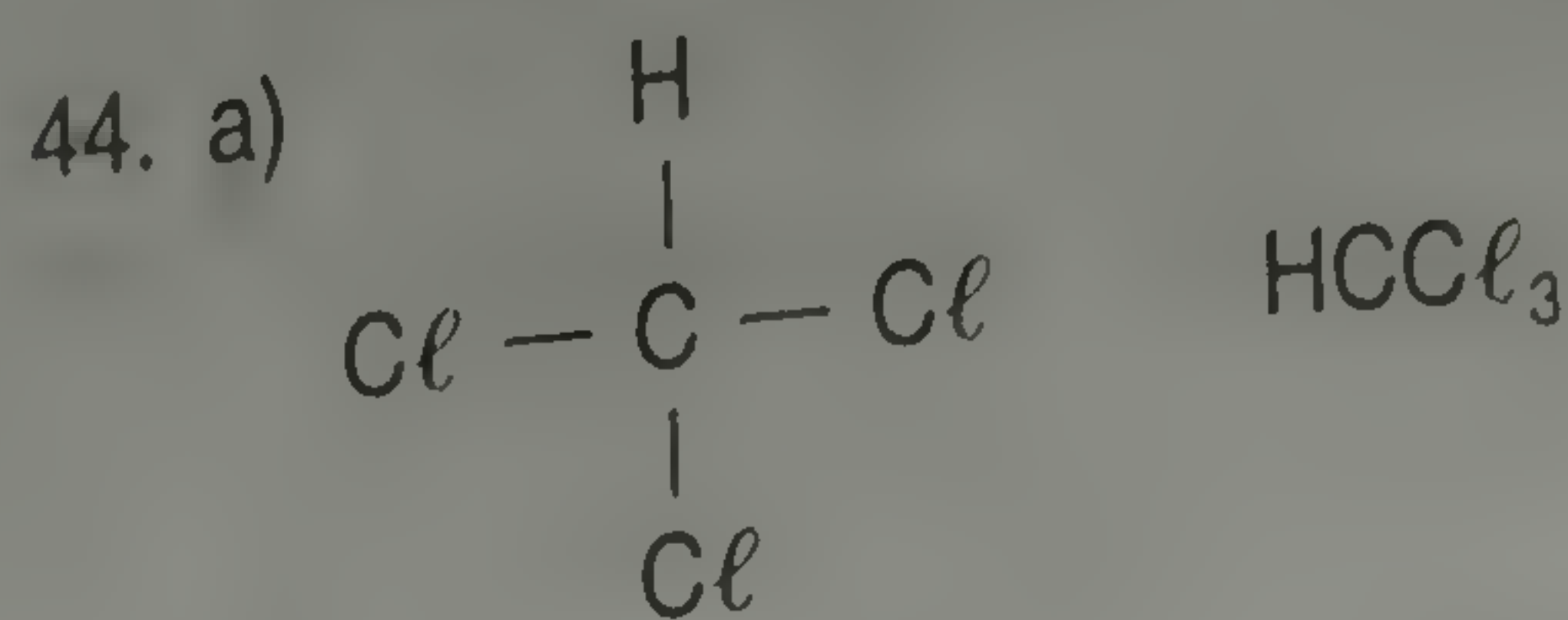
40. a) isopropilamina
b) 2-propenilamina (alilamina)
c) propanamida
d) ciclo-hexilamina
e) propenamida

41. a) butanonitrila (cianeto de propila)
b) 1-nitropropano
c) 3-metil-2-nitrobutano



43. a) 2-clorobutano
b) iodofenilmetano
c) ortometilbromobenzeno

- d) cloreto de butilmagnésio
e) brometo de benzilmagnésio
f) iodeto de p-metilfenilmagnésio

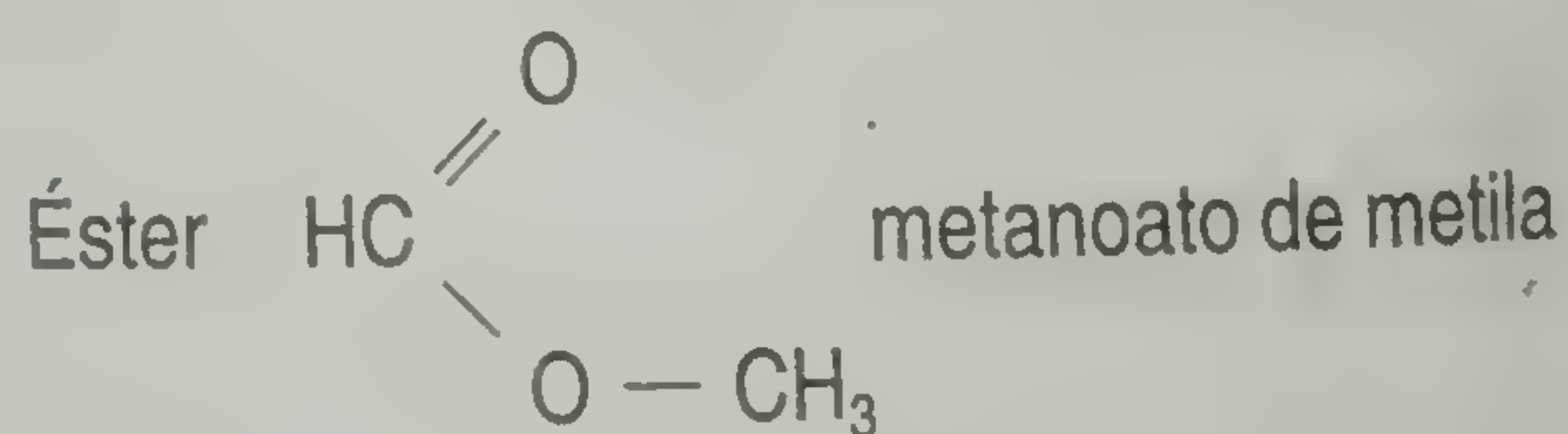


45. Alternativa *b*.

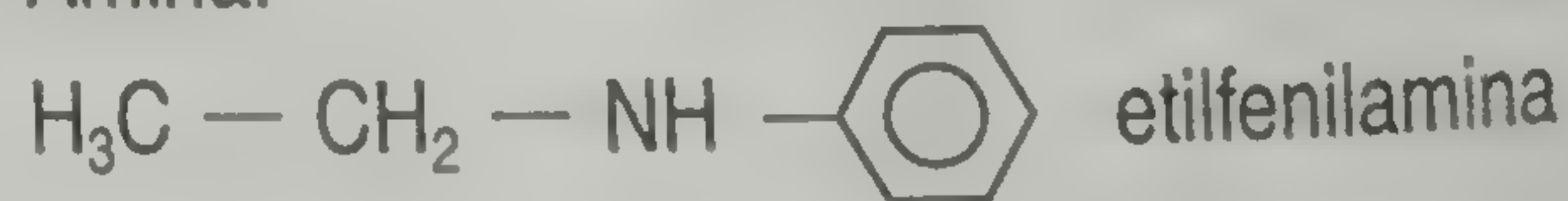
46. Alternativa *c*.

47. Alternativa *c*.

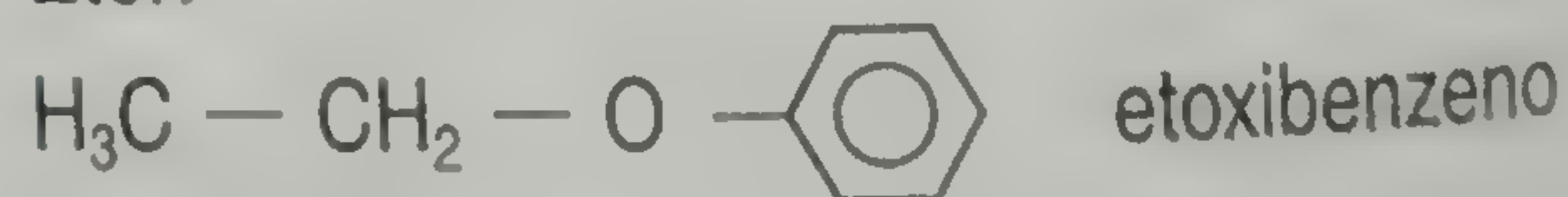
48. Amina terciária $\text{H}_3\text{C}-\text{N}(\text{CH}_3)_2$ trimetilamina



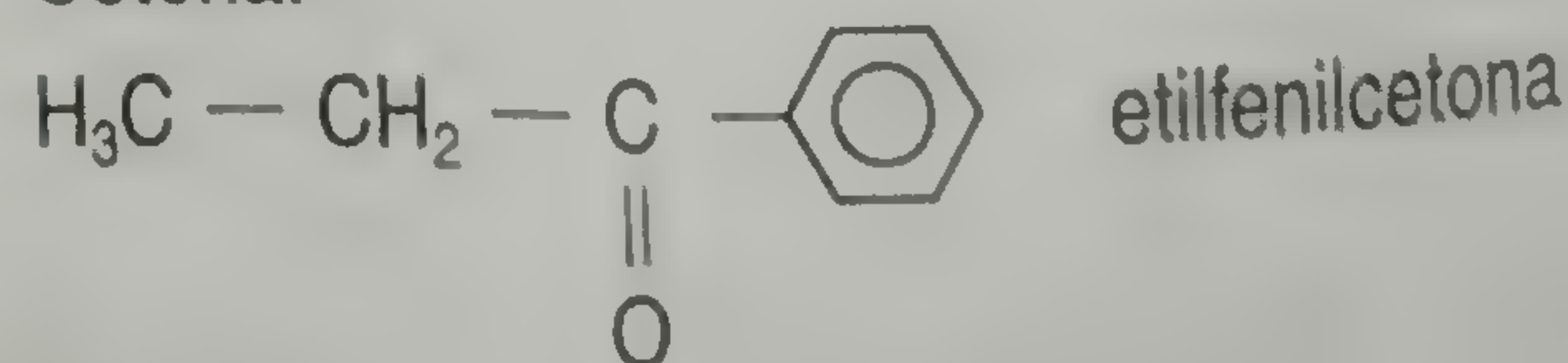
49. Amina:



Éter:



Cetona:

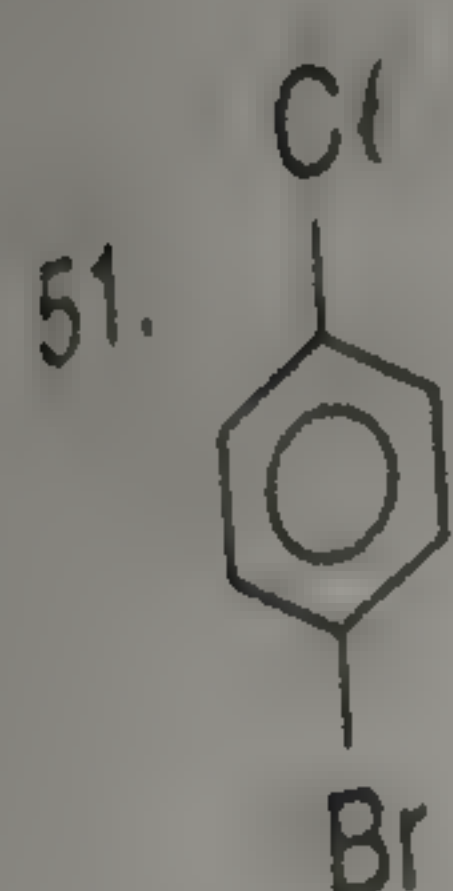


50. 12,2 g

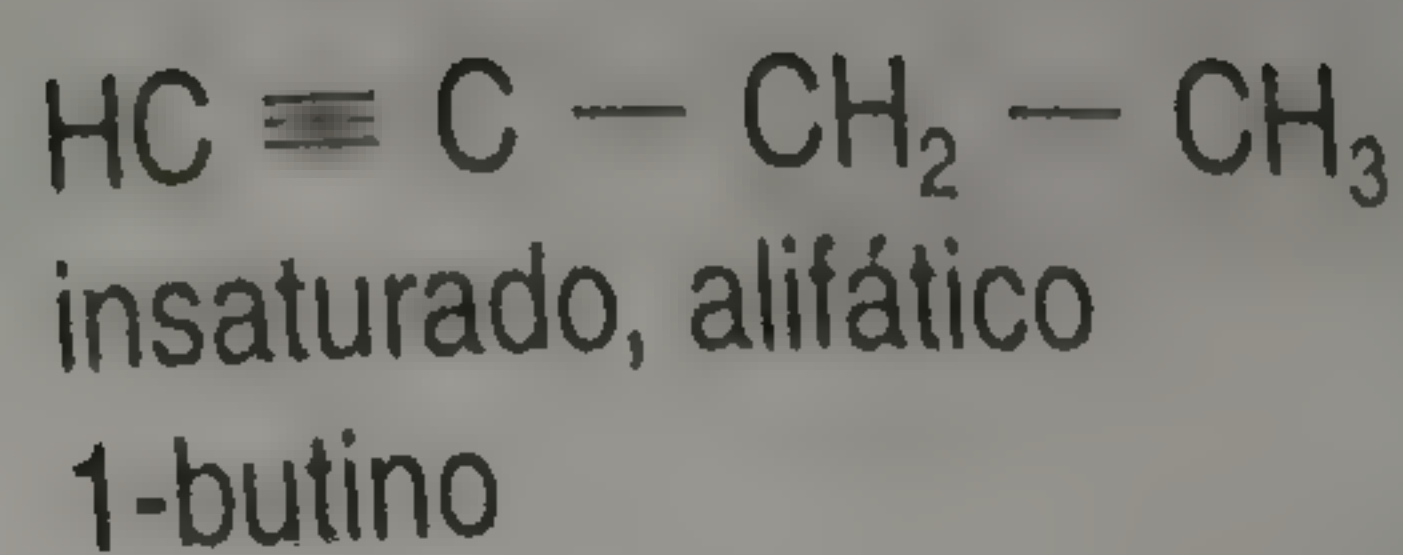
RESPOSTAS

OS EXERCÍCIOS

529



insaturado, aromático
1-cloro-4-bromobenzeno



52. Alternativa c.

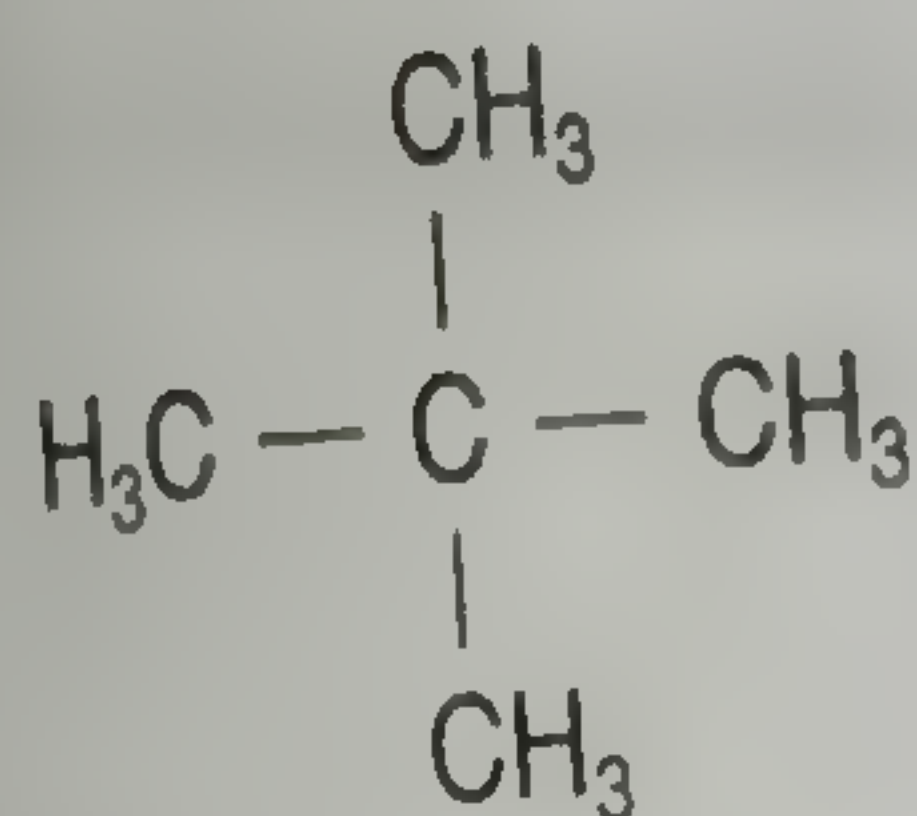
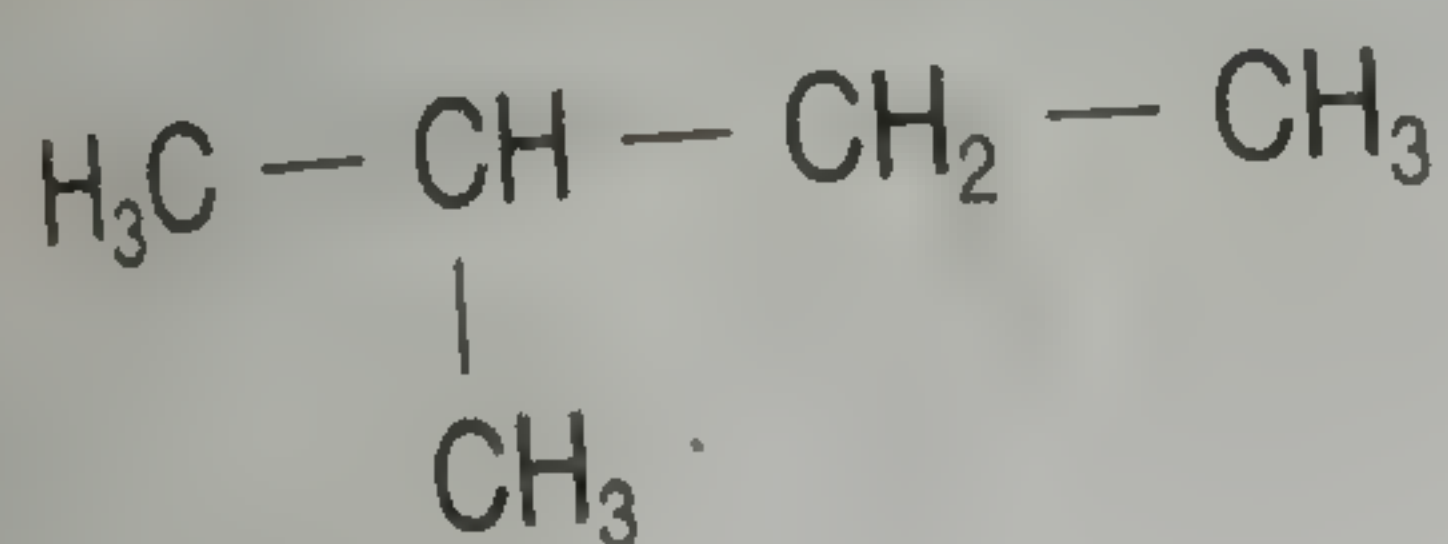
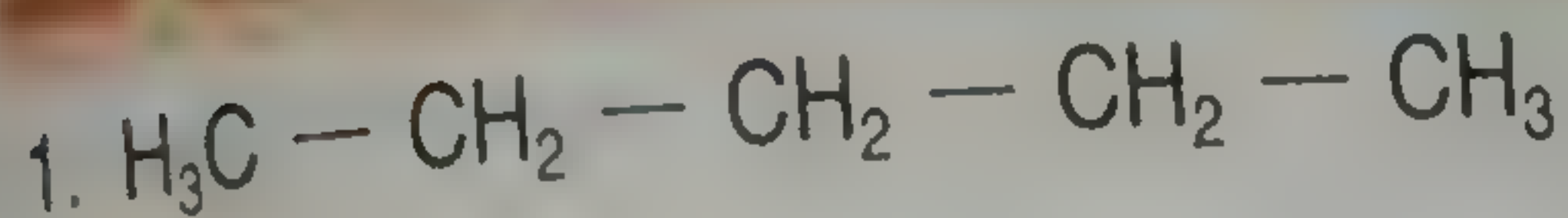
53. Alternativa a.

54. Alternativa b.

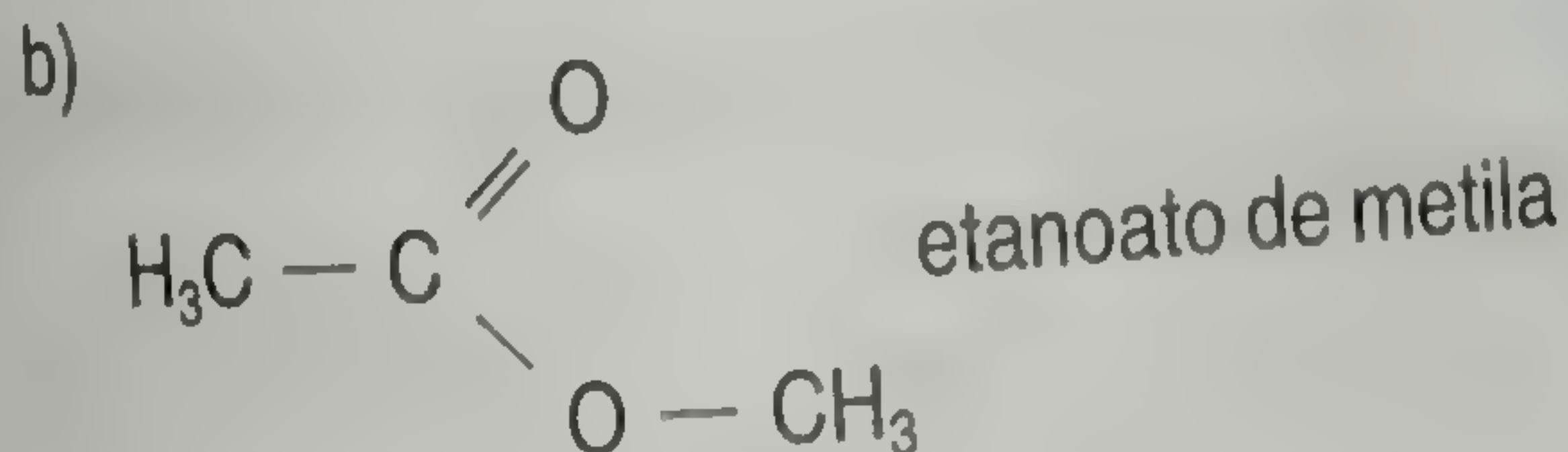
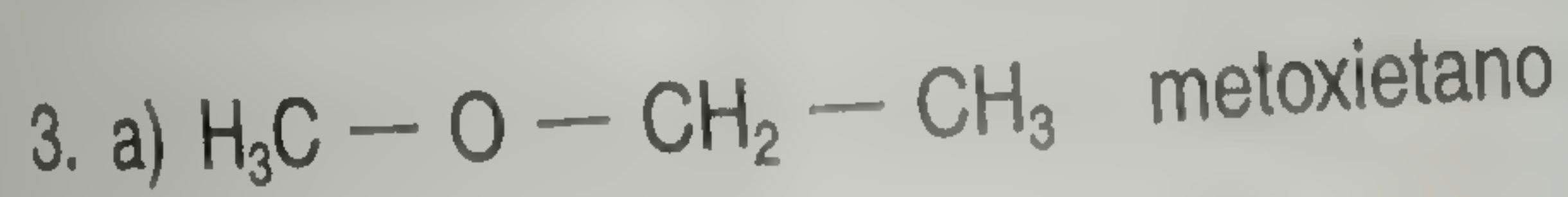
55. Alternativa d.

26

Diferenciação de compostos orgânicos: isomeria



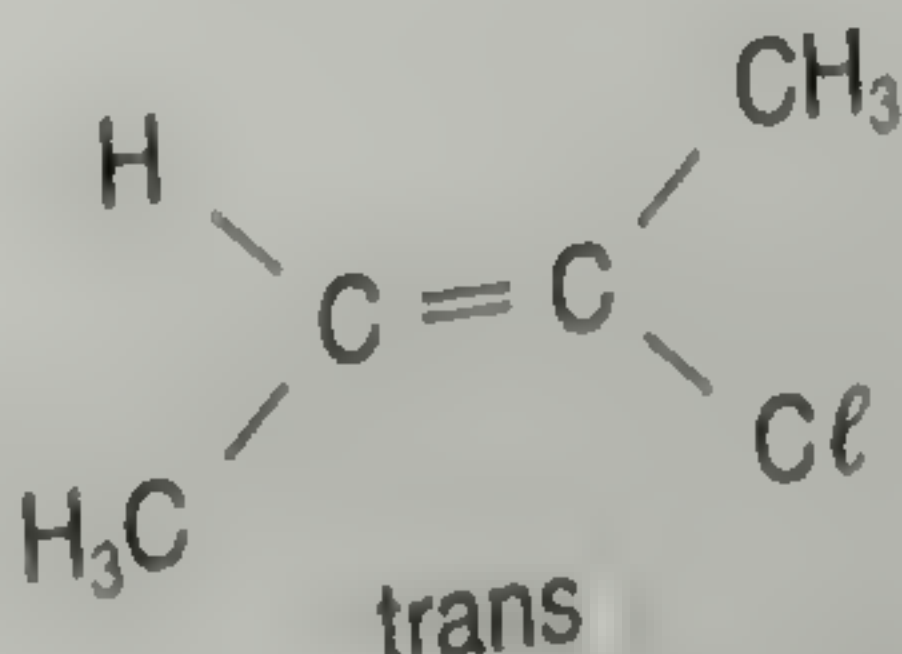
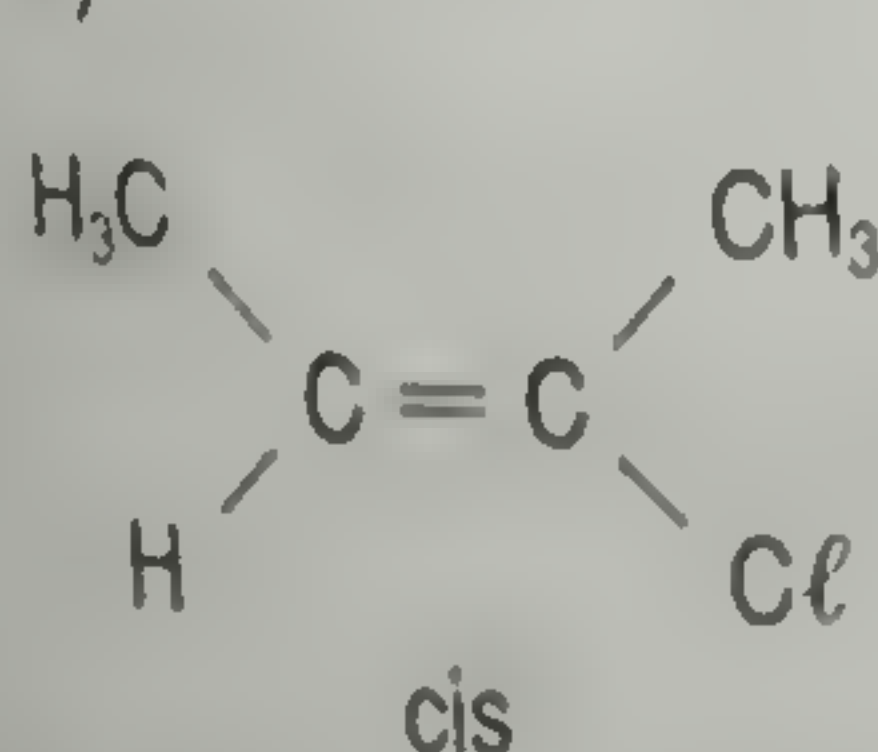
2. a) 1 isômero de posição
b) 1 isômero de posição
c) 2 isômeros de posição



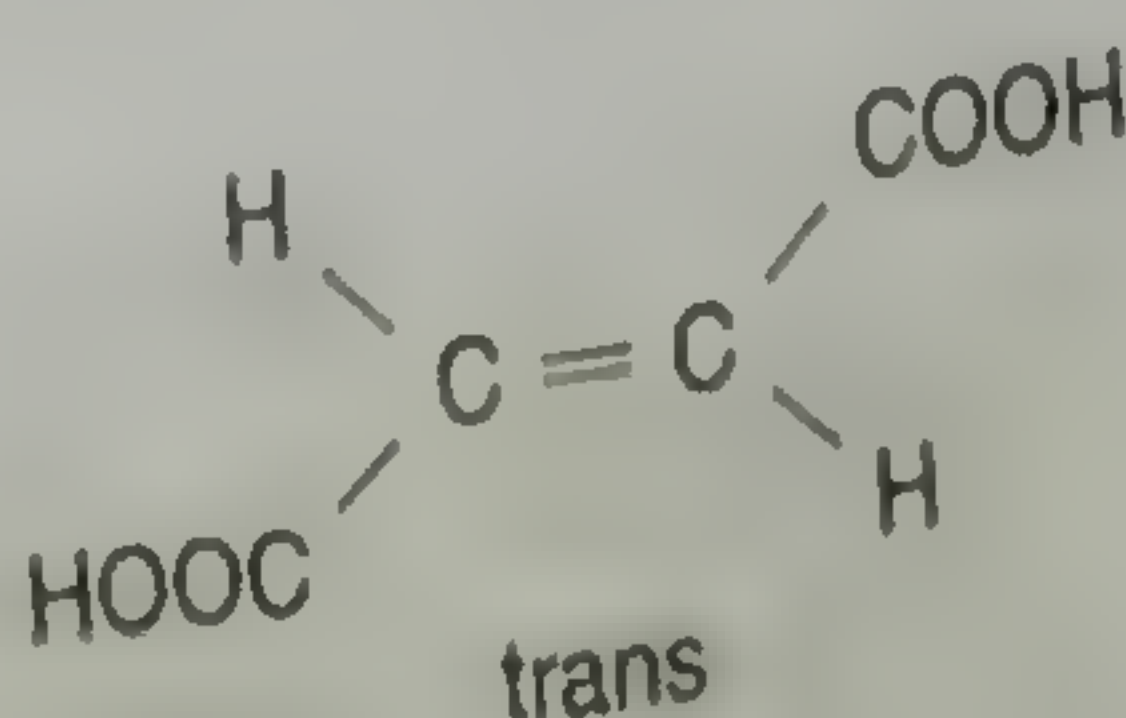
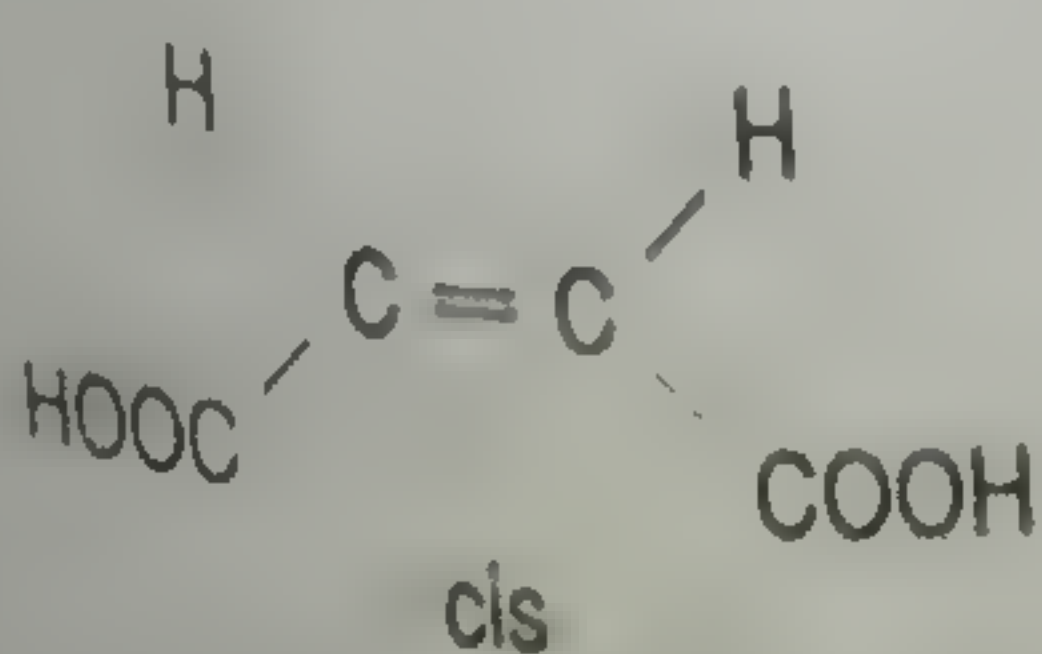
4. Alternativa a.

5. a) Isomeria de cadeia.
b) Isomeria de função.

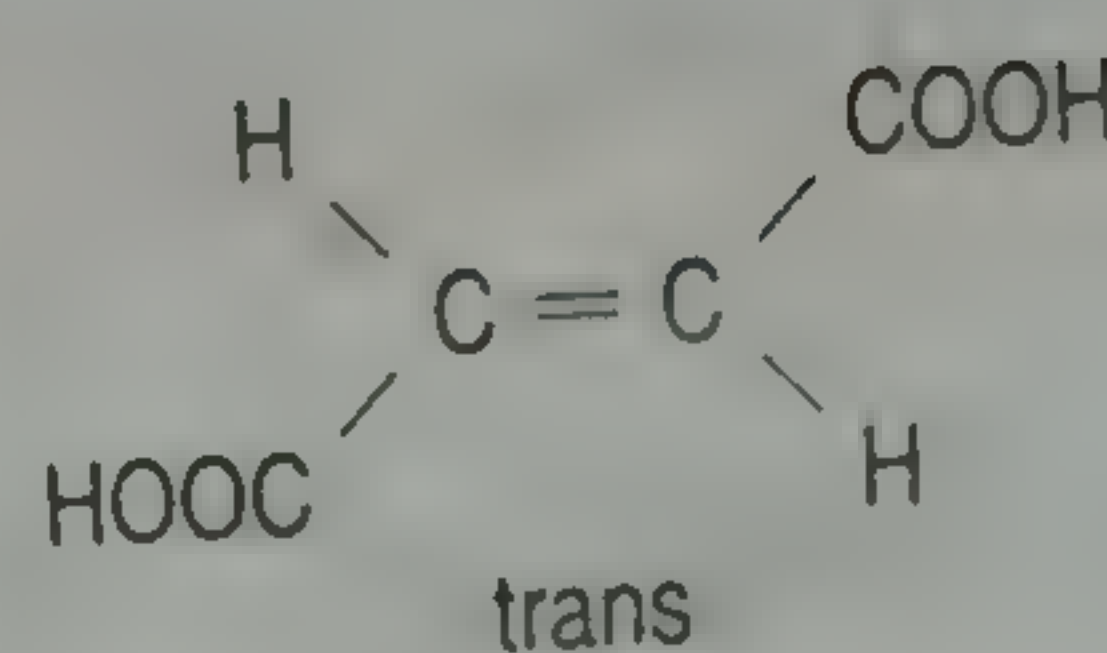
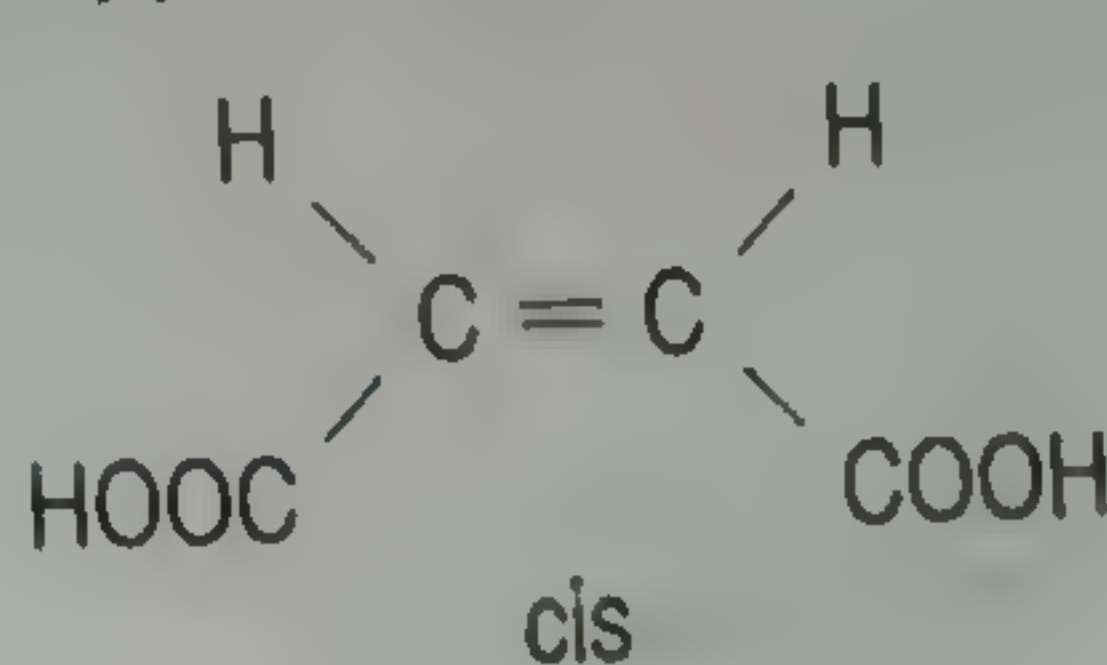
6. a)



e)

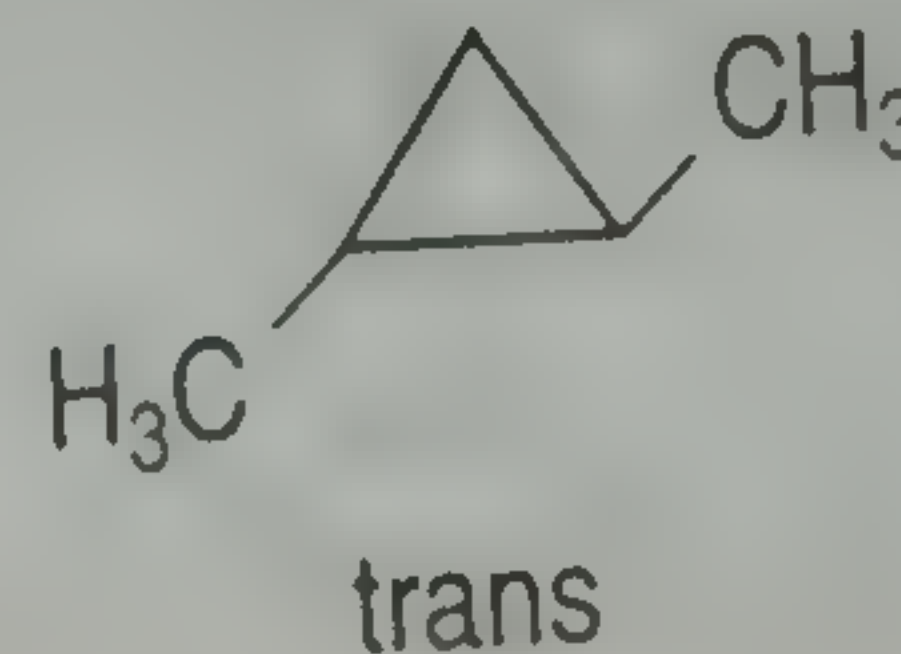
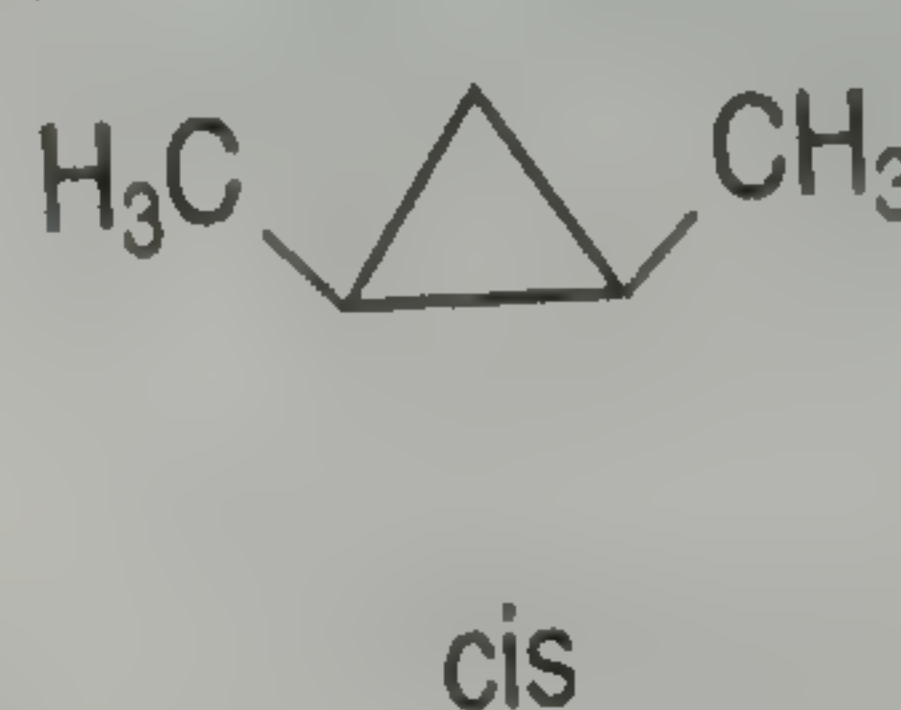


7.

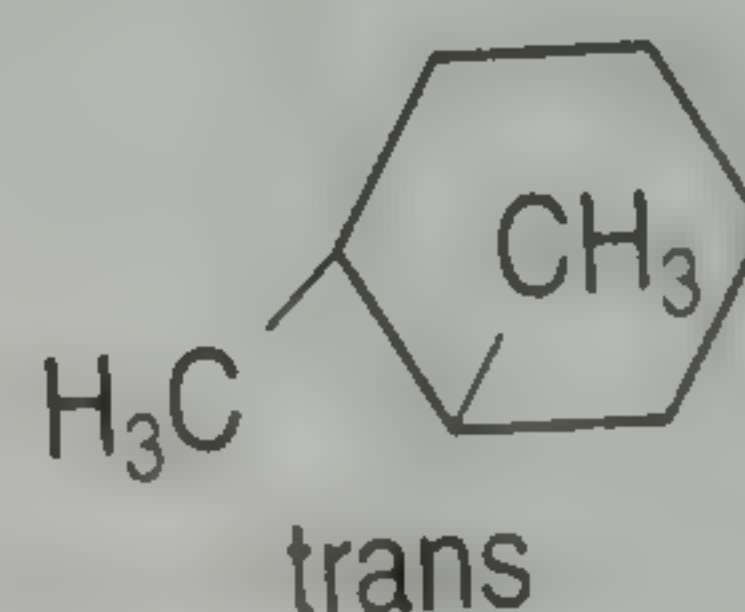
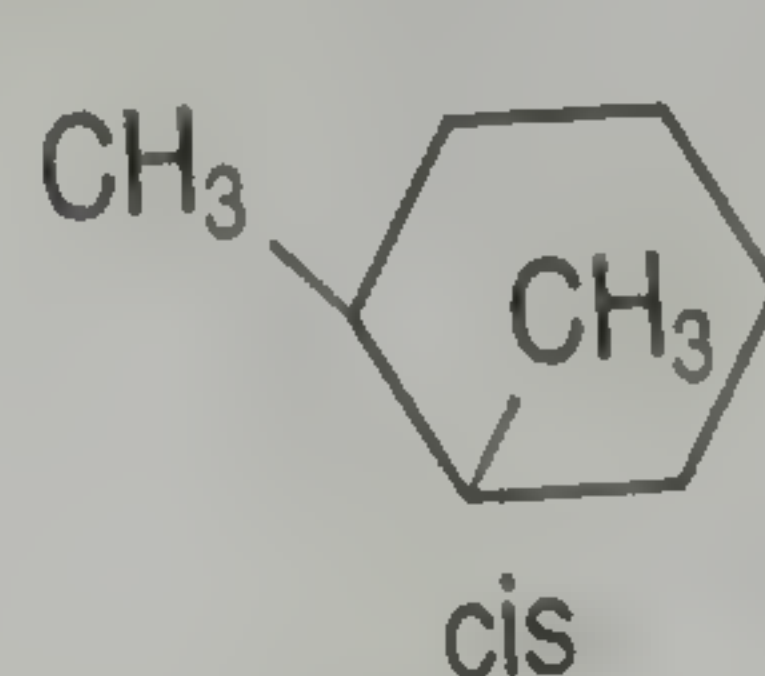


8. Alternativa d.

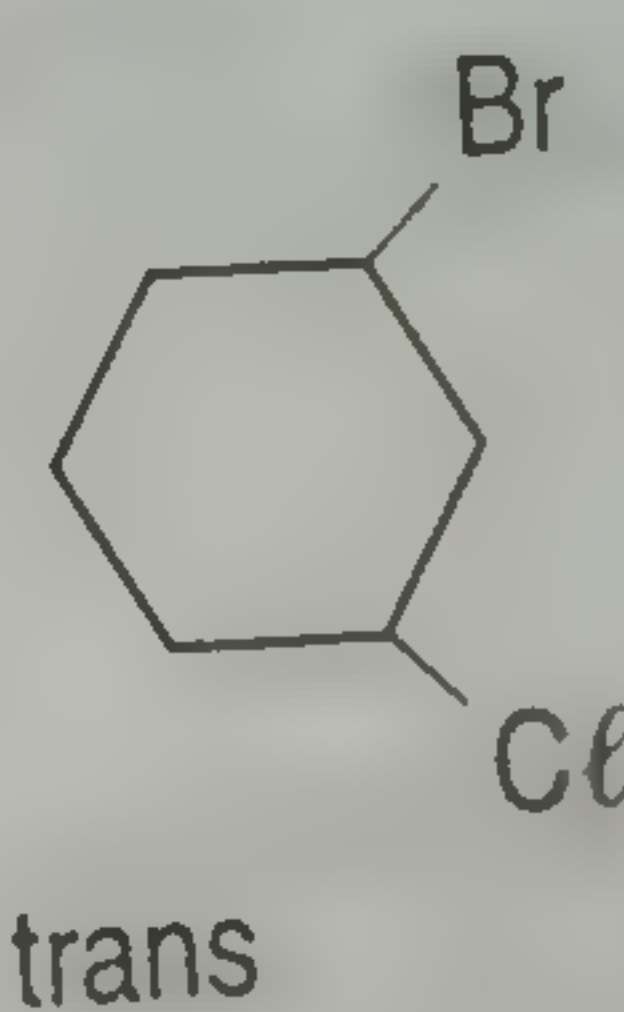
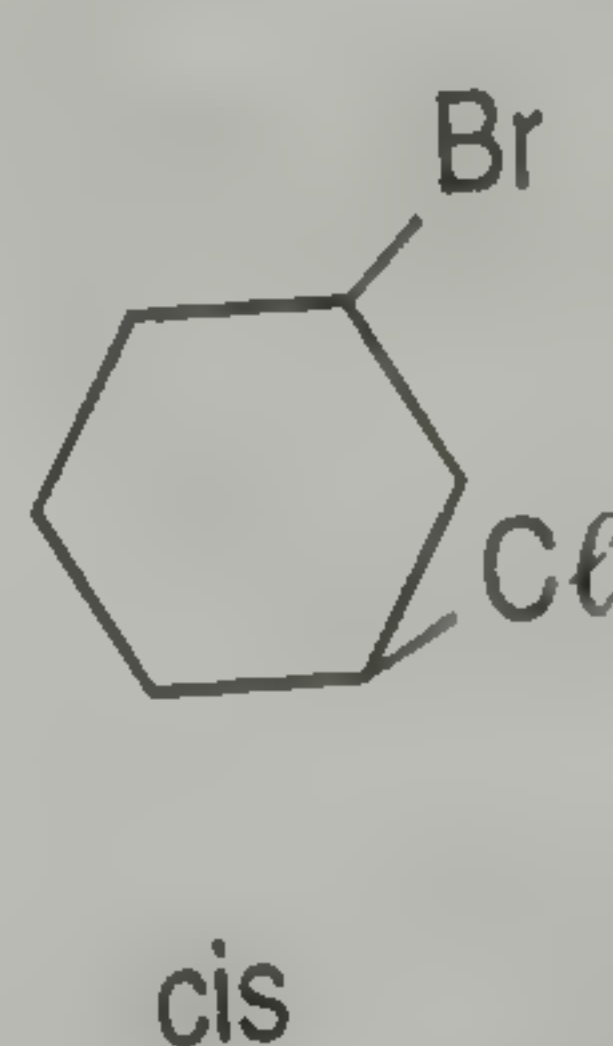
9. b.



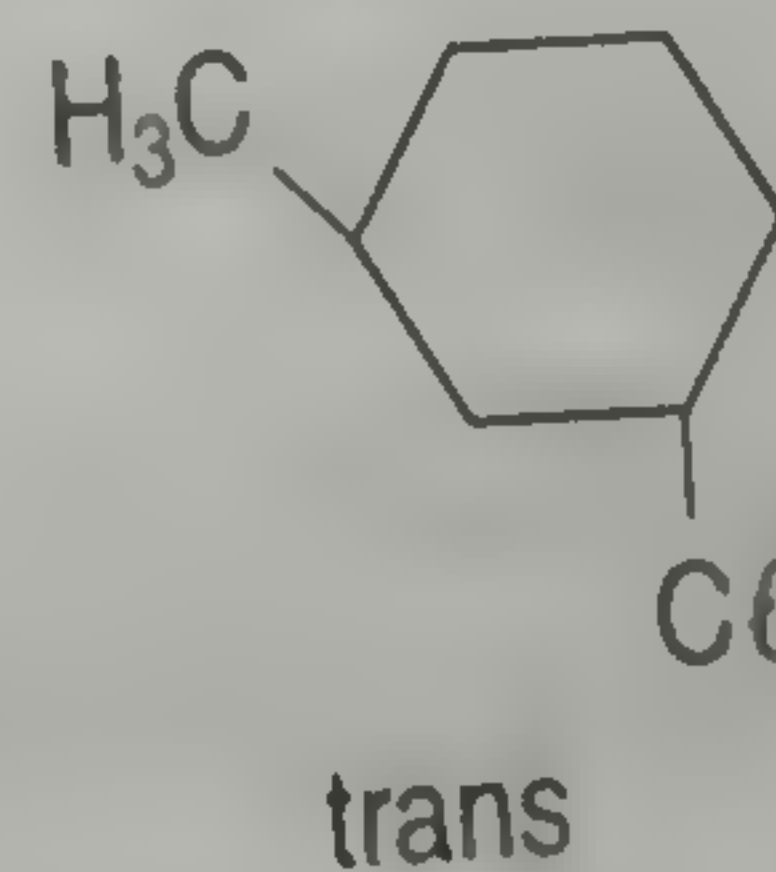
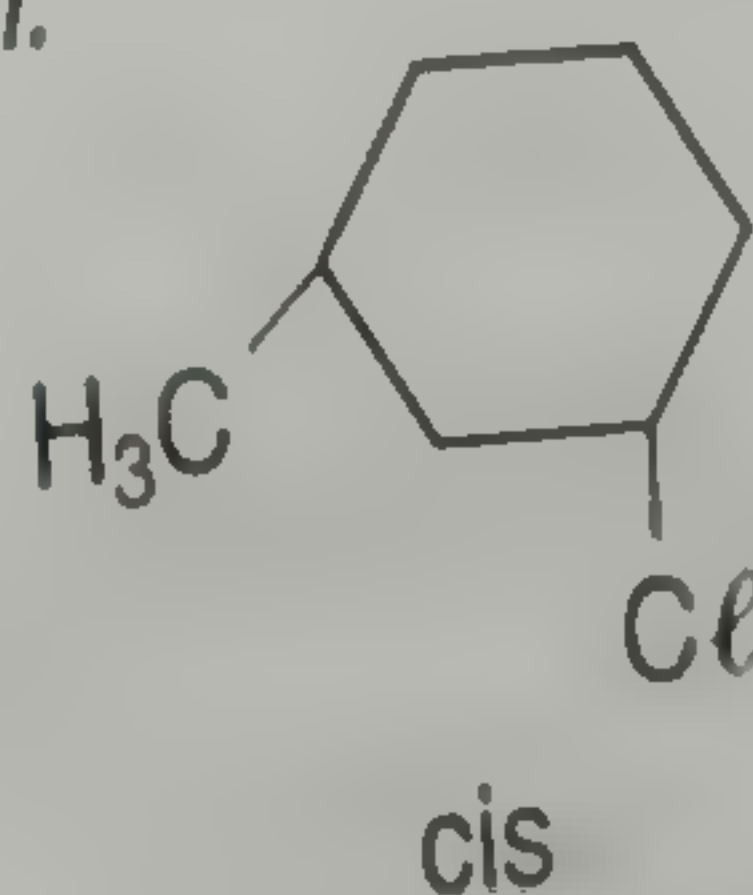
d.



e.

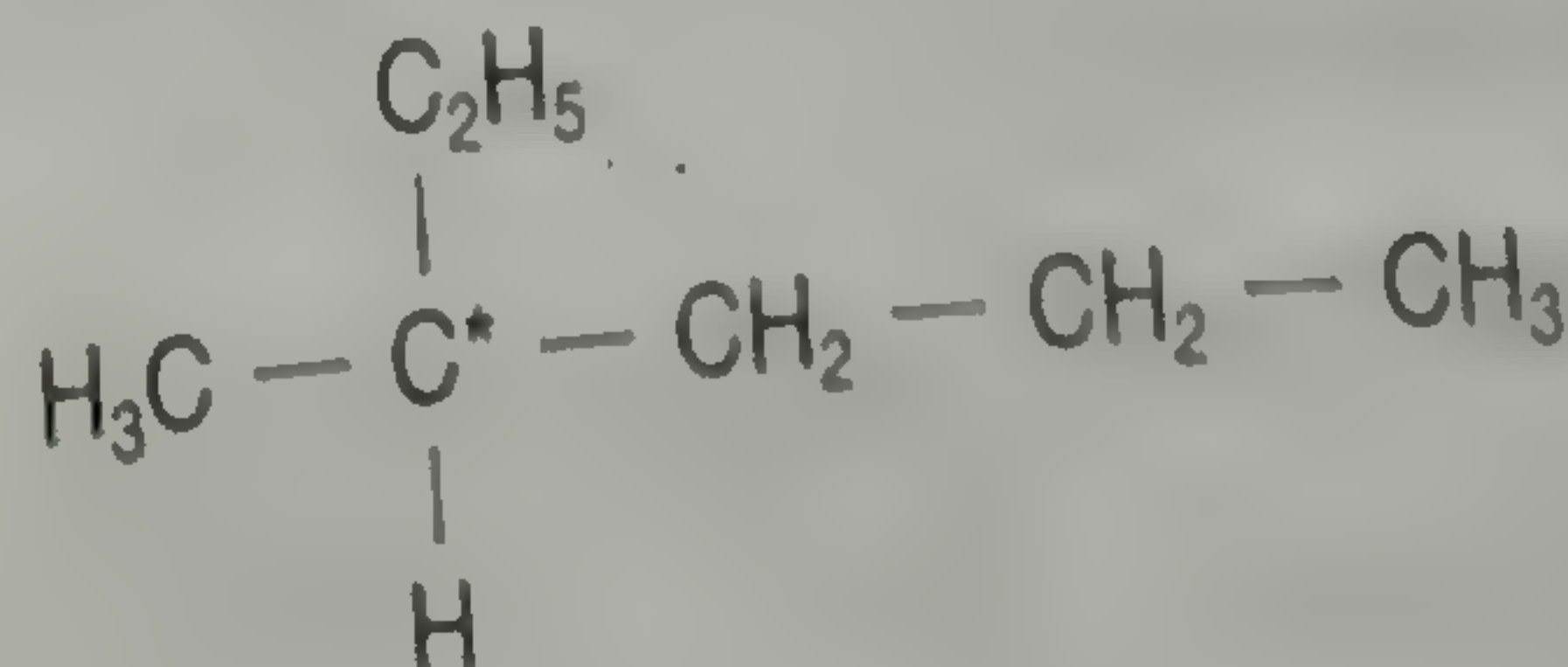


f.

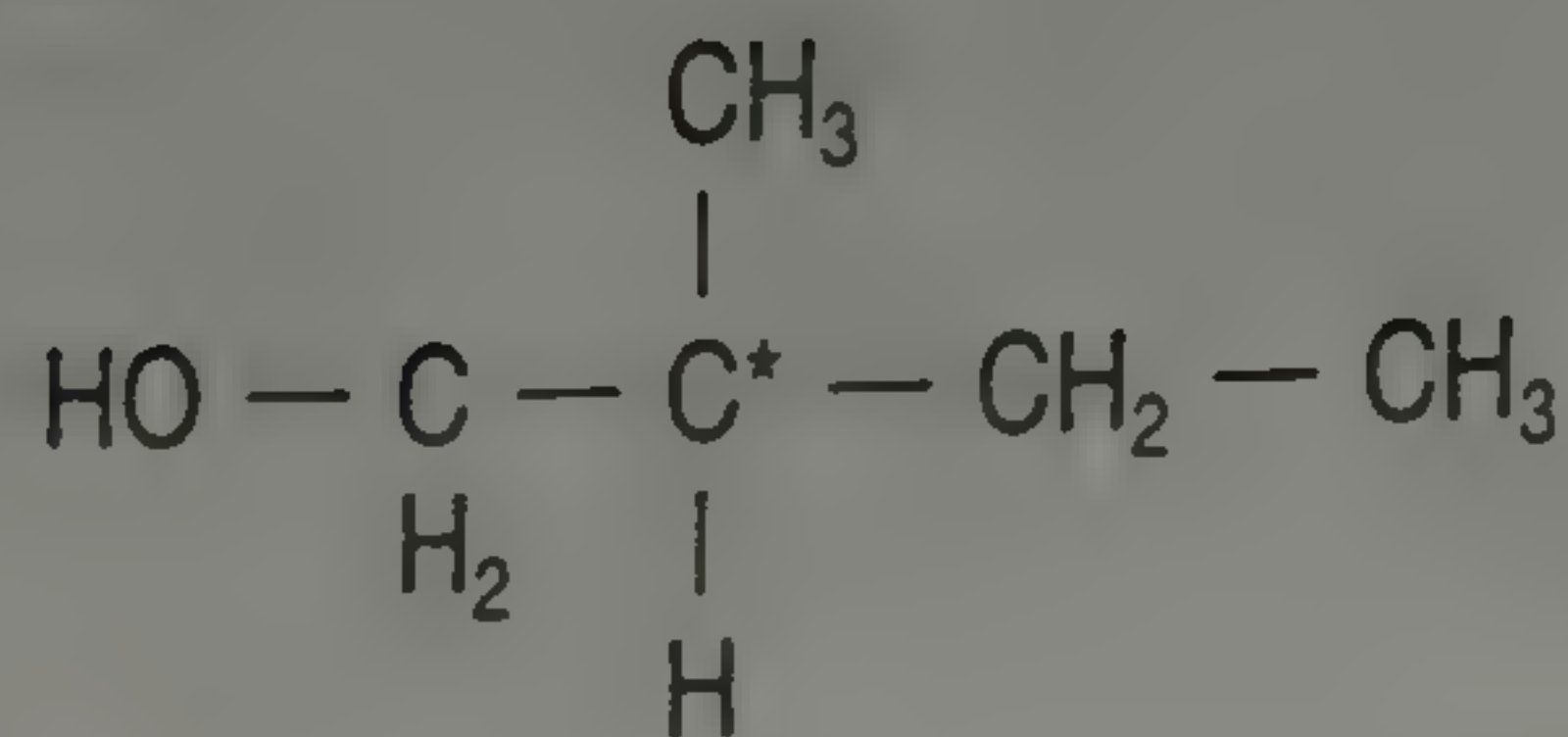


10. Alternativa d.

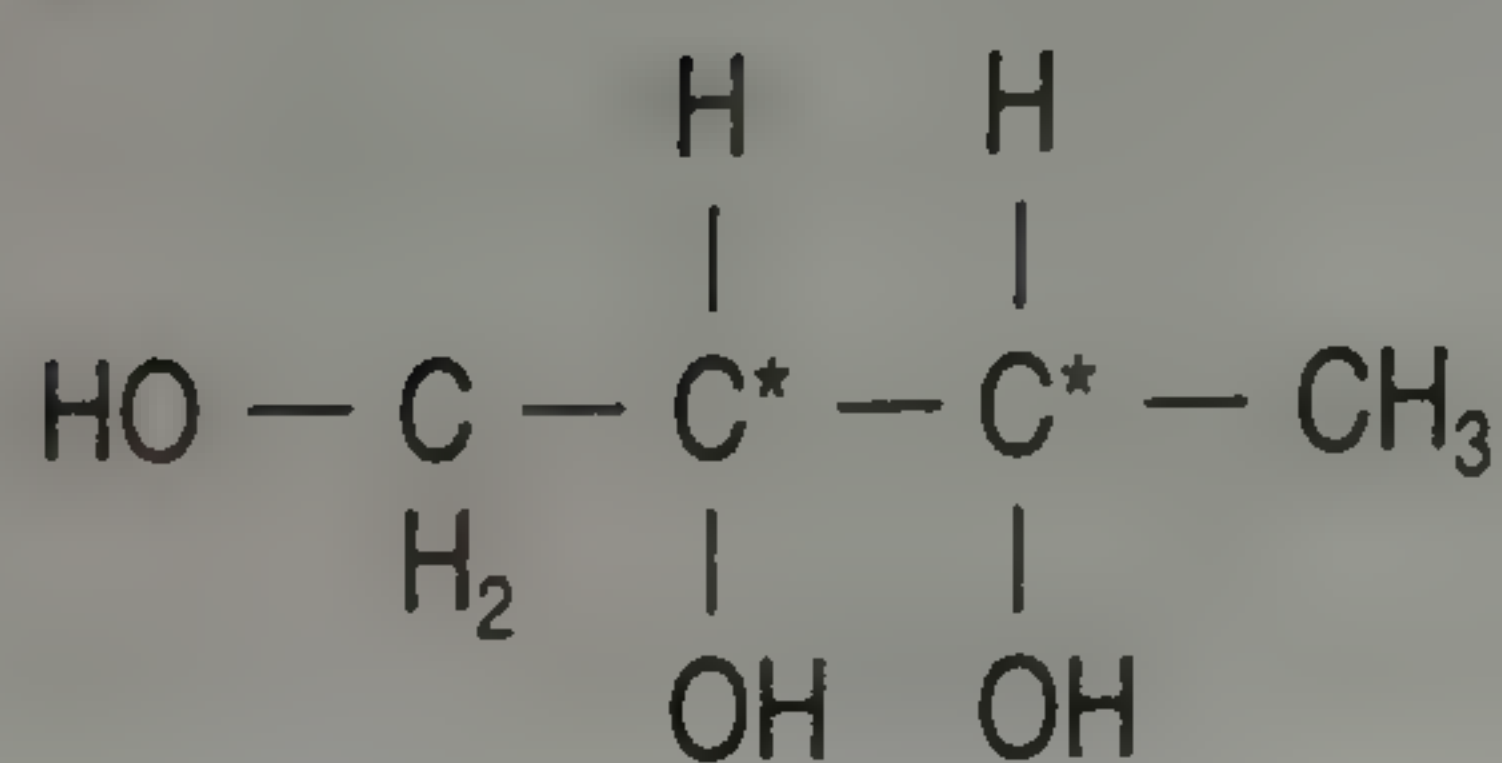
11. c.



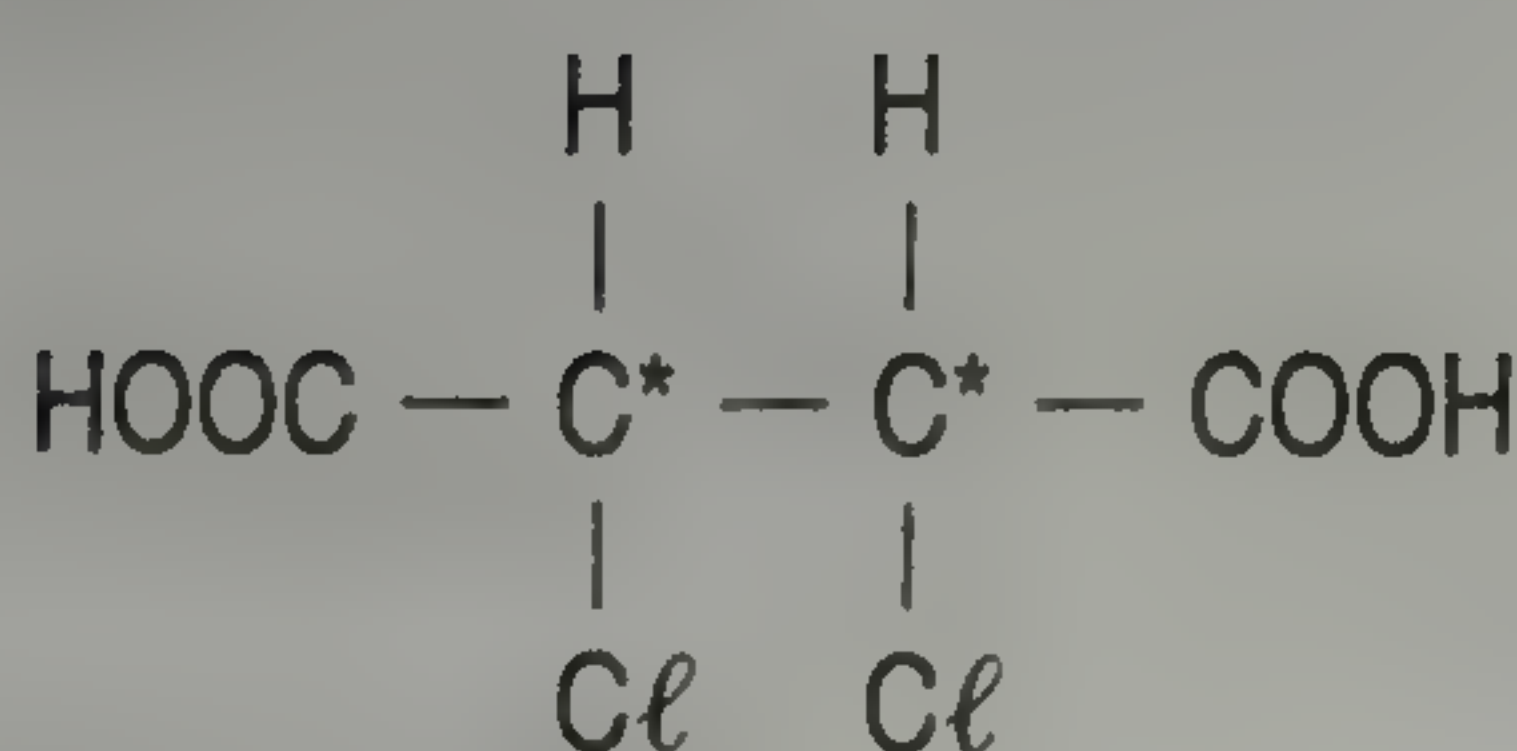
d.



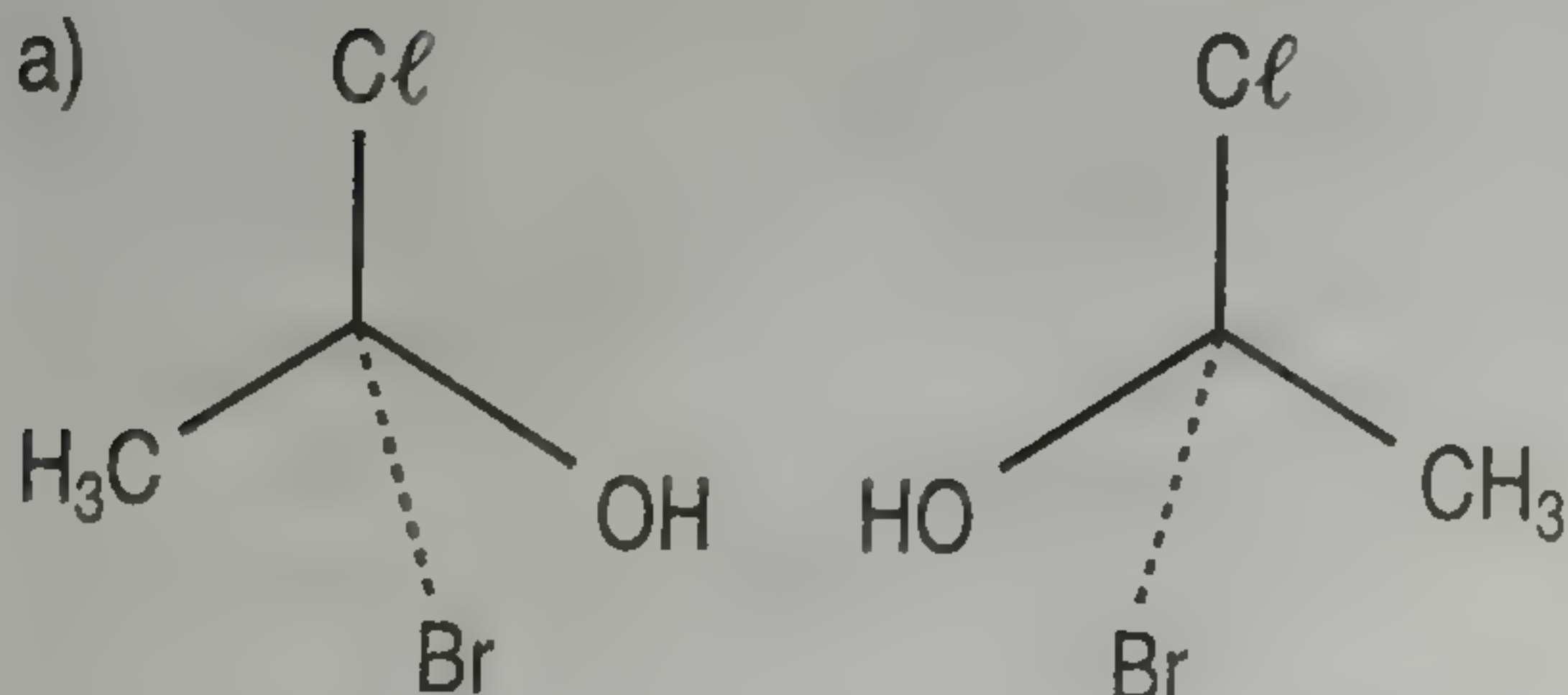
e.



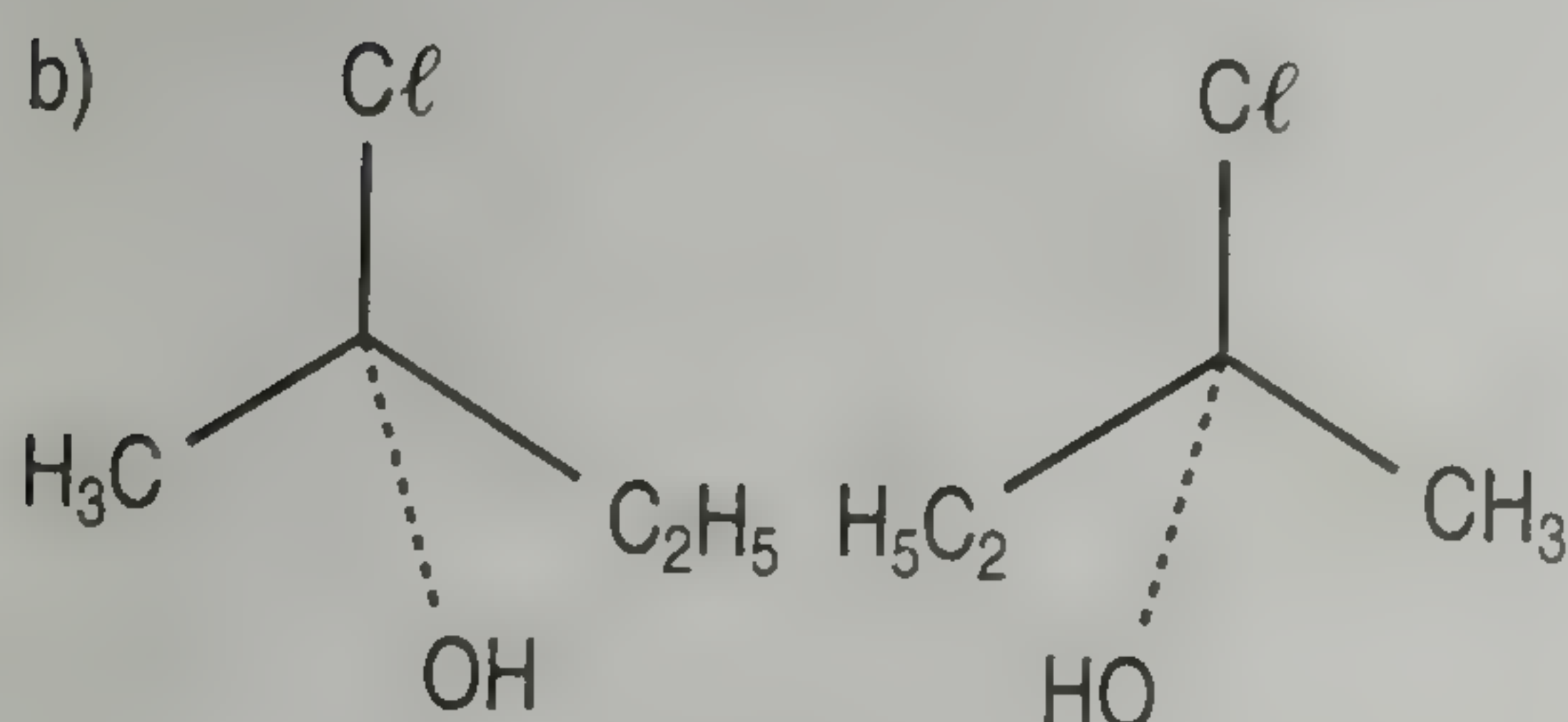
f.



12. a)



b)

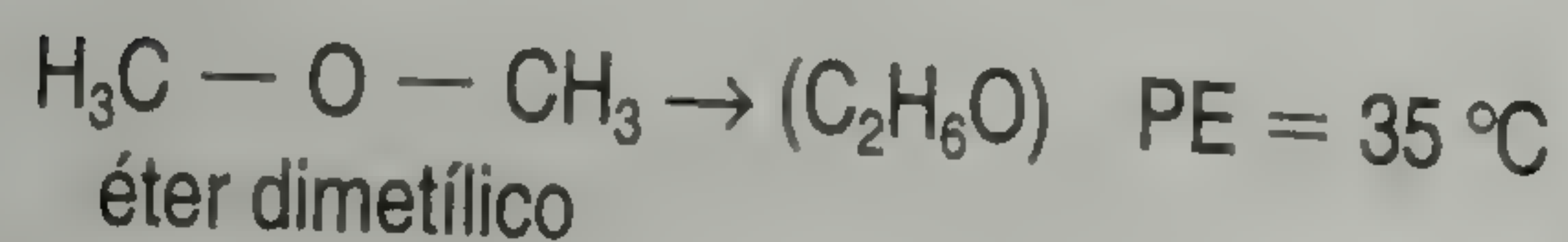
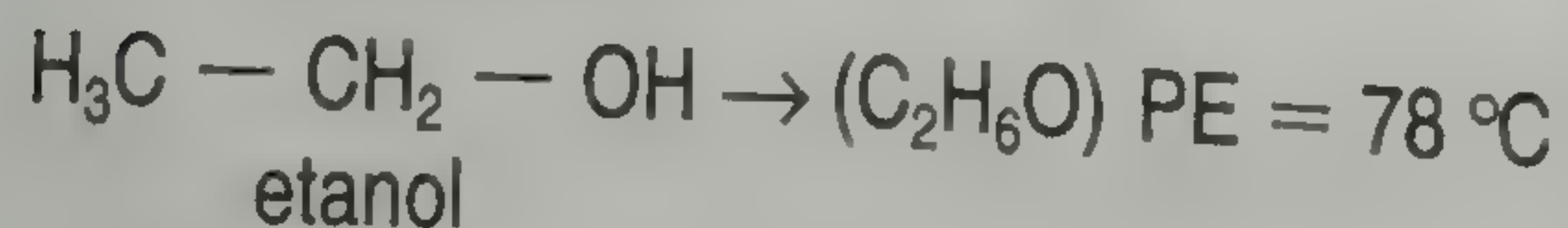


13. Alternativa a.

14. Alternativa d.

15. Alternativa c.

16. A indústria deve ter vendido um isômero da substância desejada.



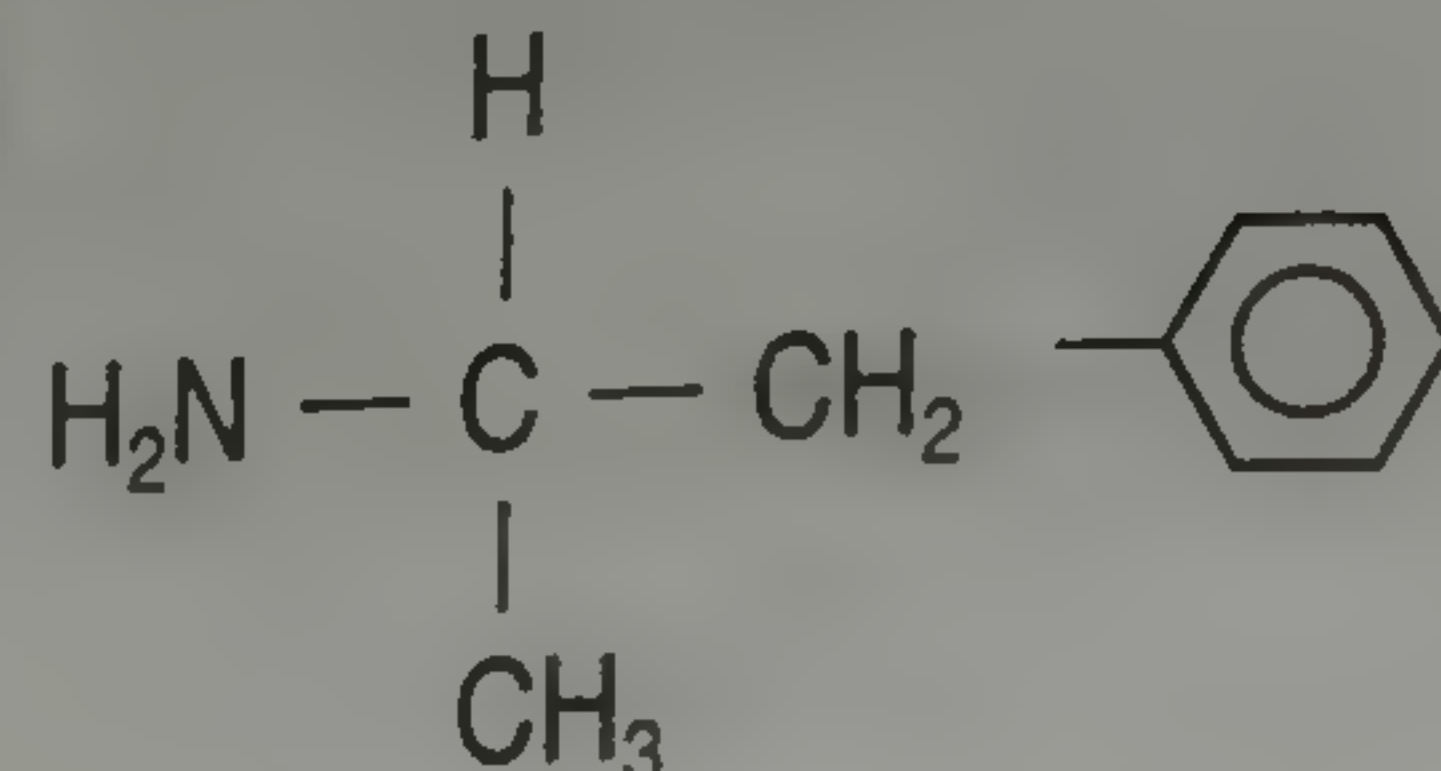
17. Alternativa d.

18. Alternativa c.

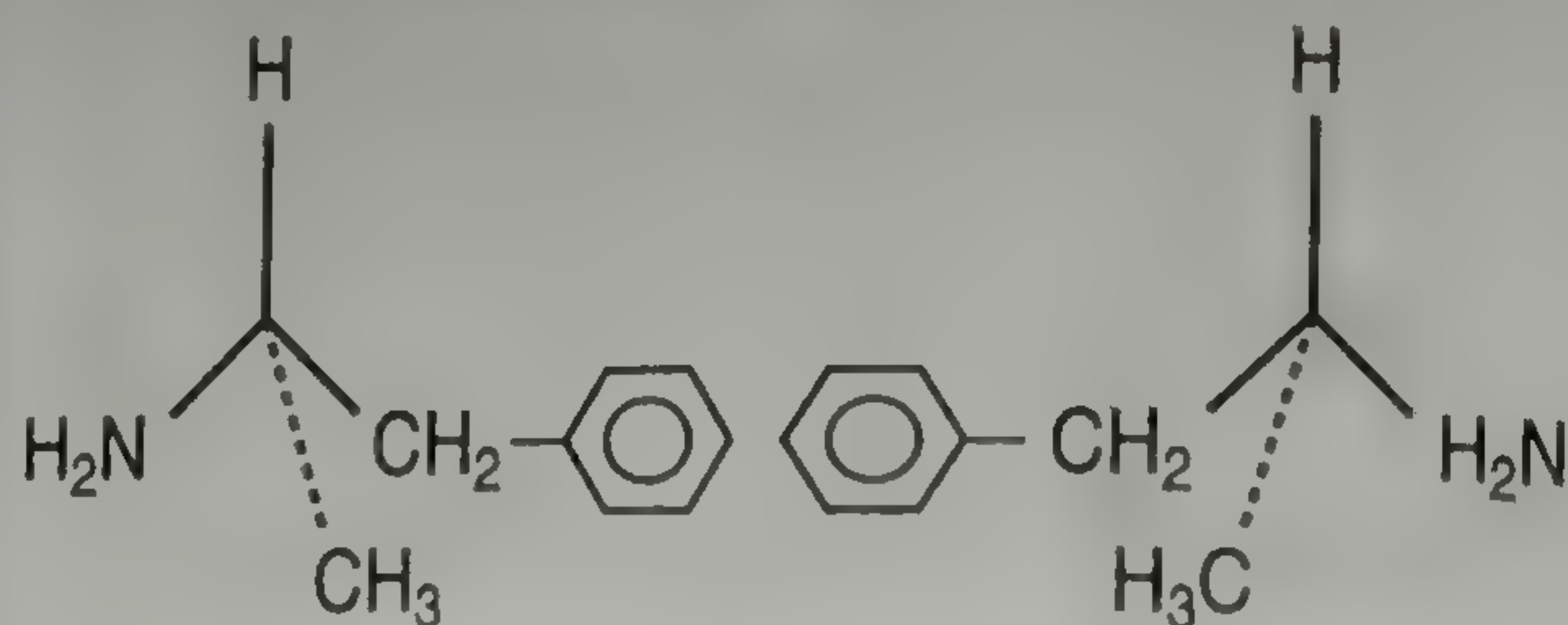
19. Alternativa c.

20. Alternativa b.

21. a)



b) A molécula de anfetamina pode apresentar isomeria óptica.

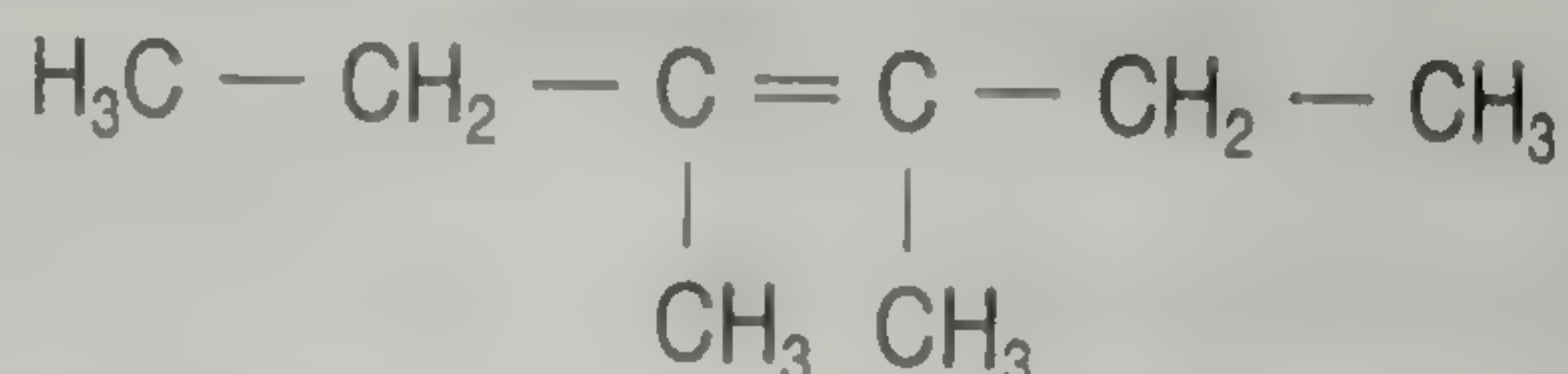


Um dos isômeros é chamado dextrógiro e o outro, levógiro.

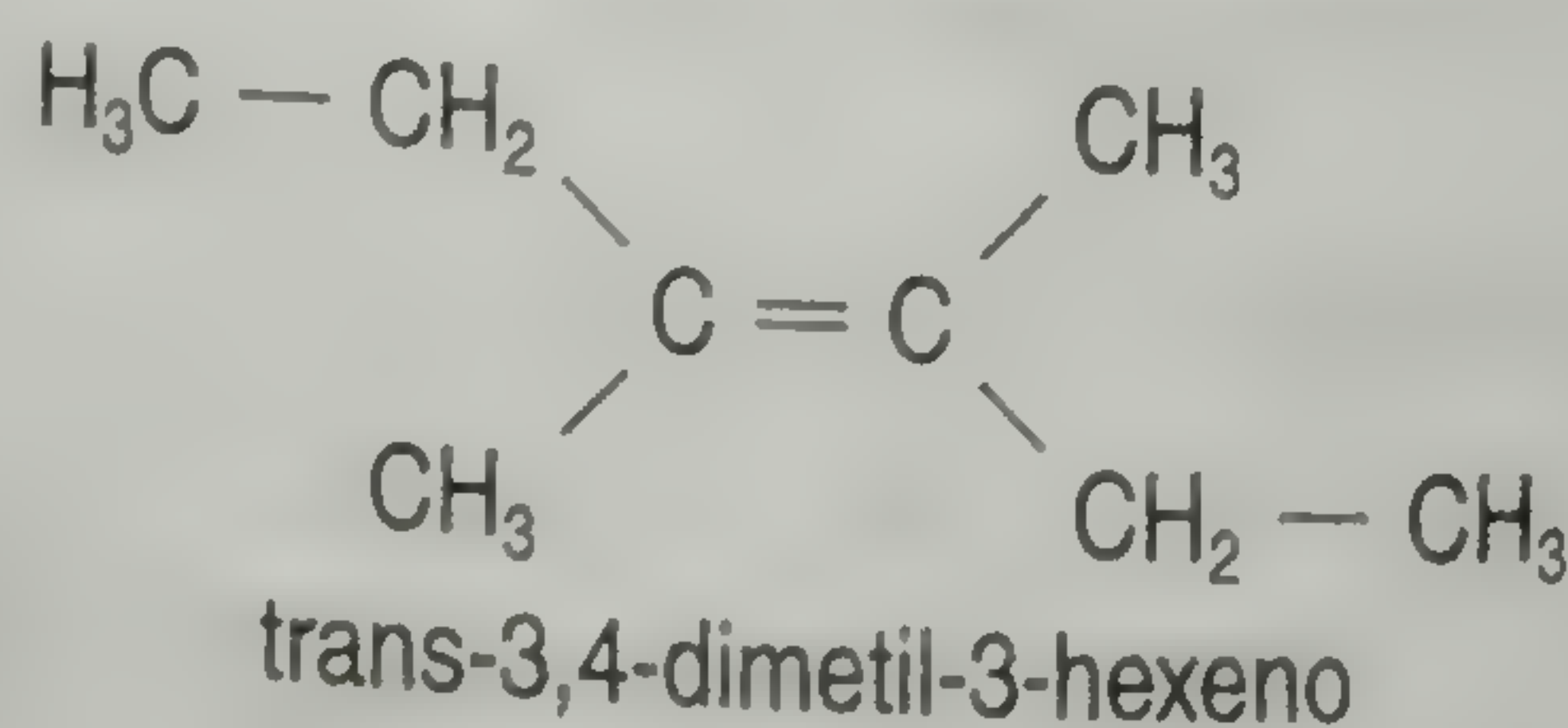
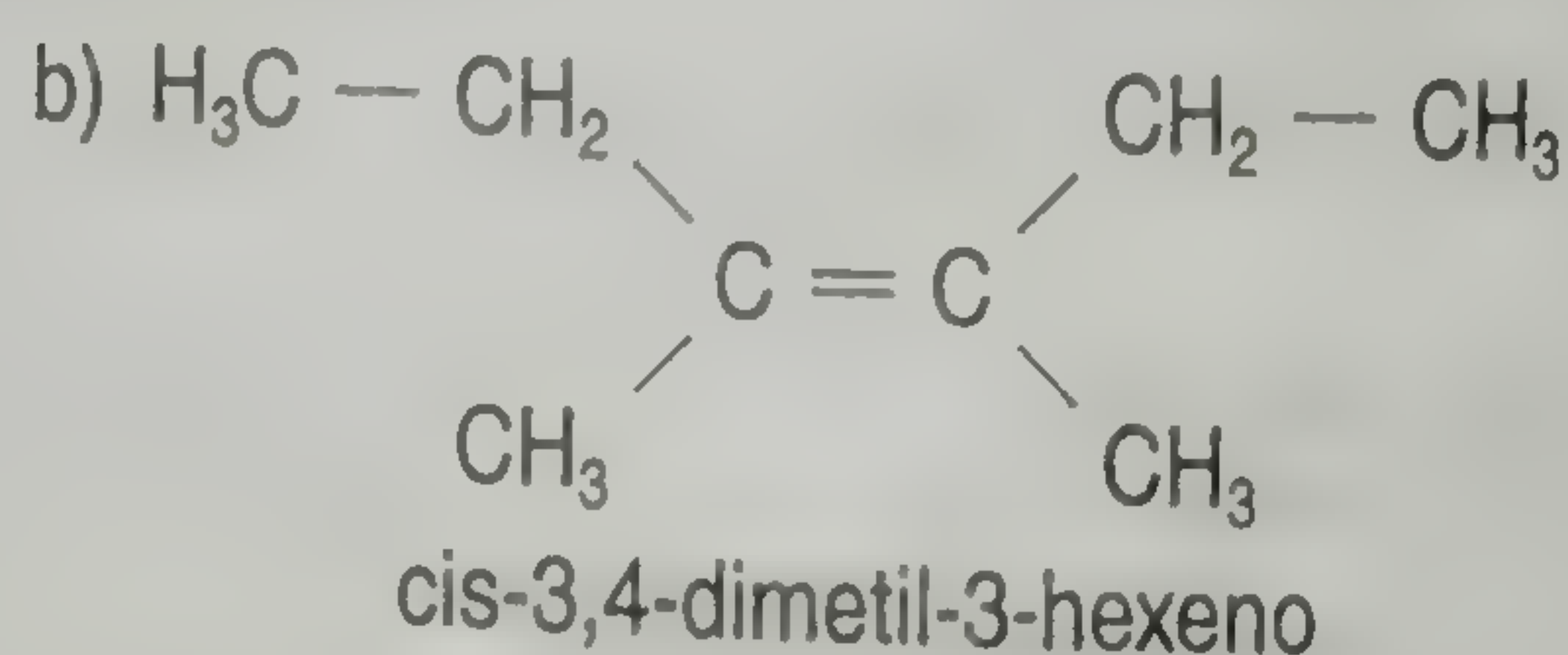
22. Alternativa a.

23. Alternativa d.

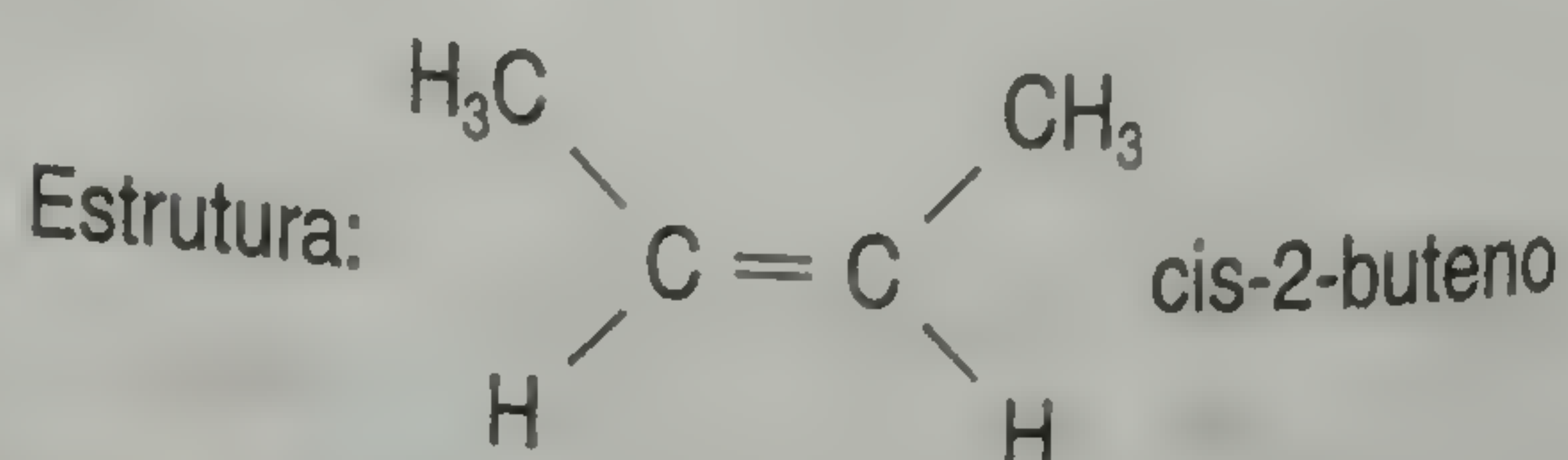
24. a) Fórmula estrutural:



Esta substância pode formar isômeros geométricos.



25. Fórmula molecular do composto: C_4H_8 (massa molecular 56 u)

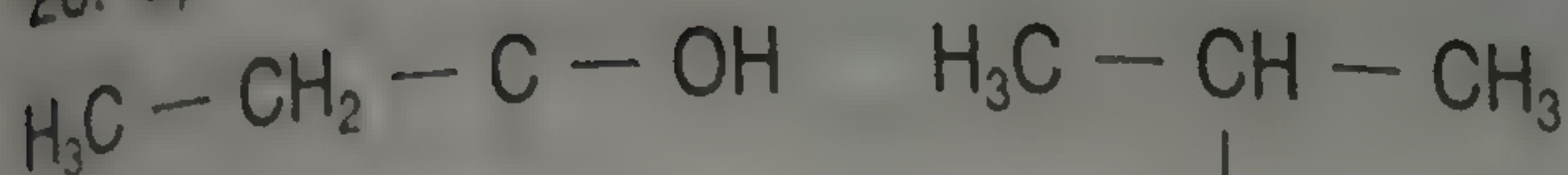


RESPOSTAS

OS EXERCÍCIOS

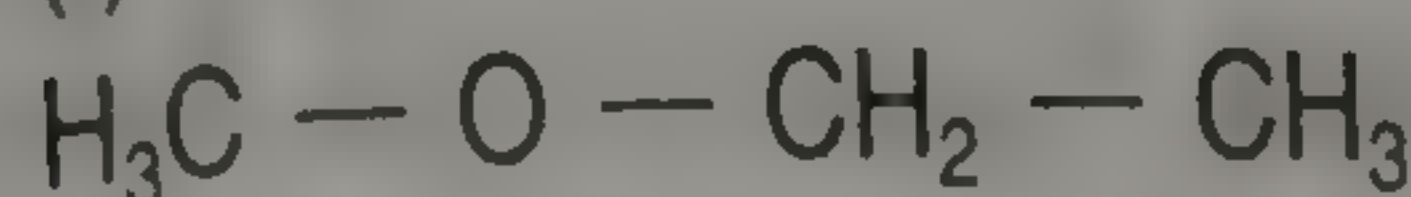
531

26. a)



1-propanol
(I)

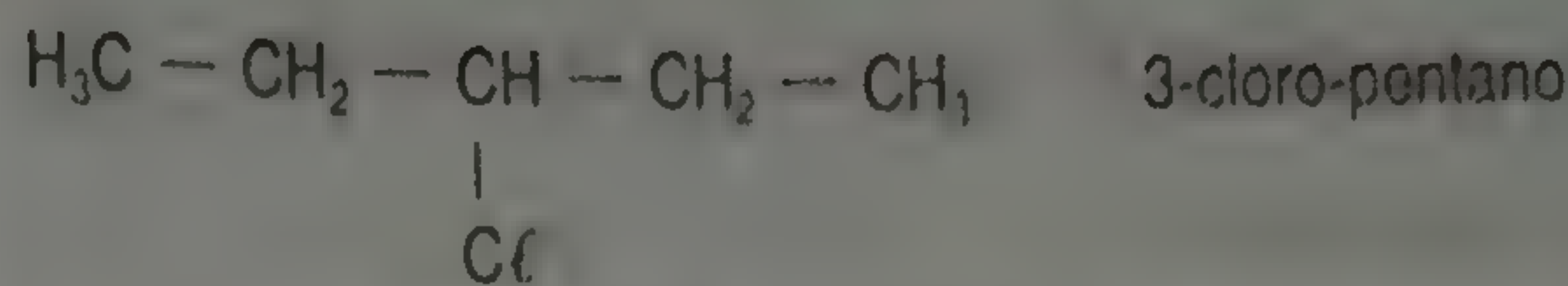
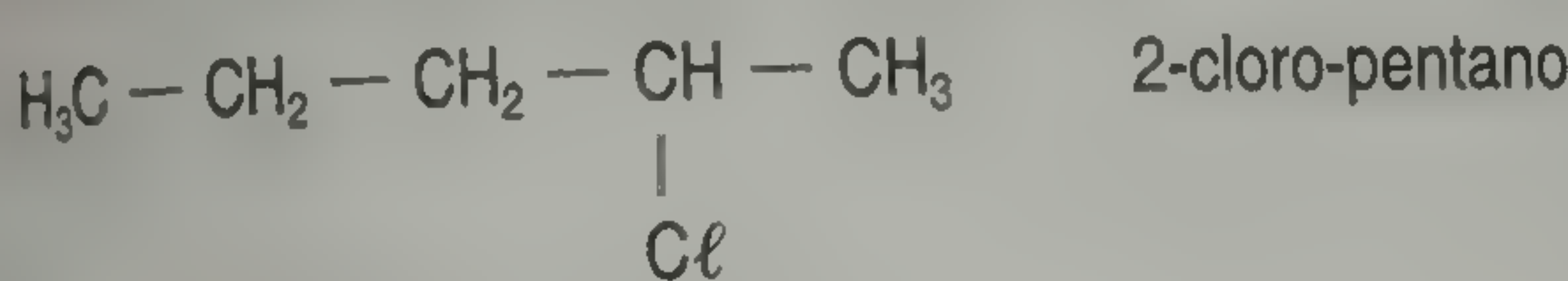
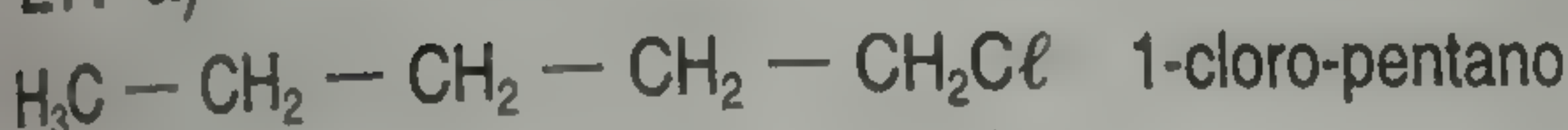
2-propanol
(II)



metil-etil-éter
(III)

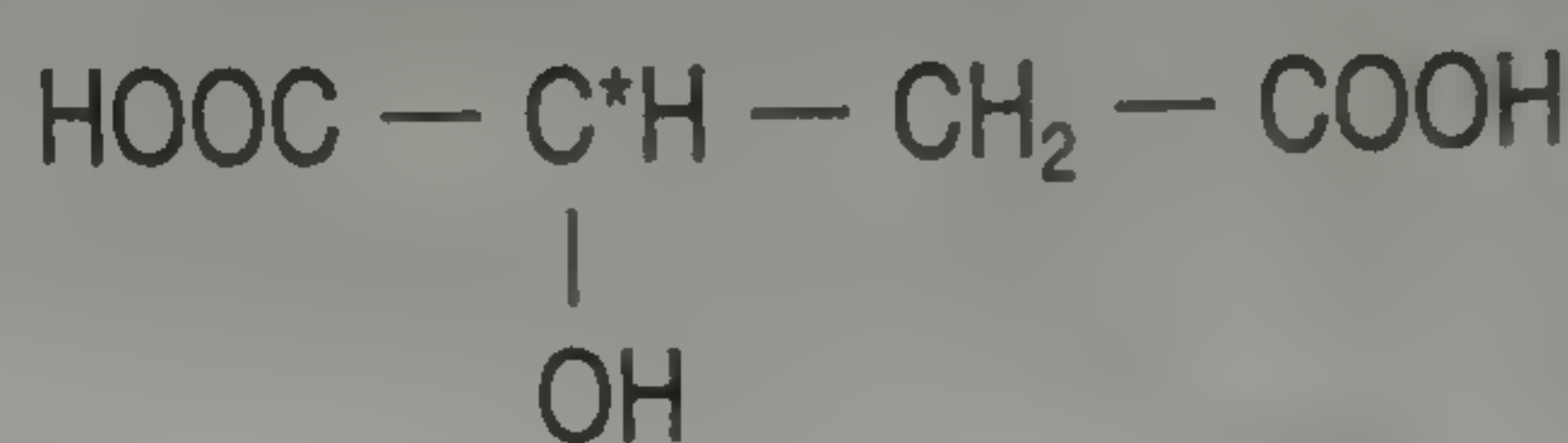
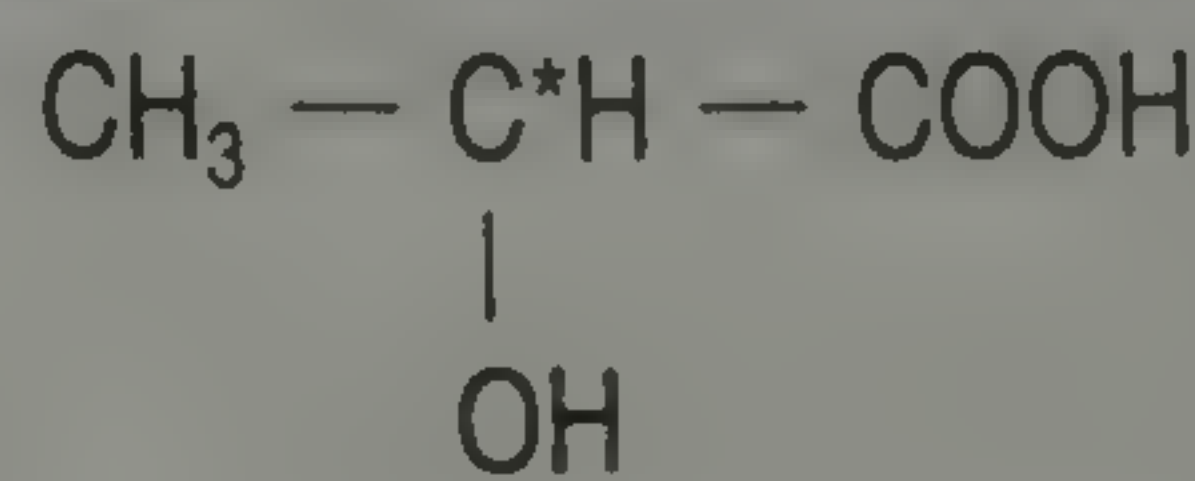
b) Nenhum dos compostos acima apresenta carbono assimétrico (átomo de carbono ligado a quatro grupos diferentes), portanto, não há atividade óptica nestas substâncias.

27. a)



b) Há isomeria de posição. O 2-cloro-pentano pode, ainda, formar isômeros ópticos, uma vez que o carbono 2 é assimétrico. Há, portanto, o d-2-cloro-pentano e o l-2-cloro-pentano. Um é a imagem especular do outro.

28. a) Sim.



b) Os grupos $-\text{COOH}$ caracterizam a função ácido carboxílico. O grupo $-\text{OH}$ ligado a átomo de carbono saturado caracteriza a função álcool.

27 Diferenciação de compostos orgânicos: propriedades físicas

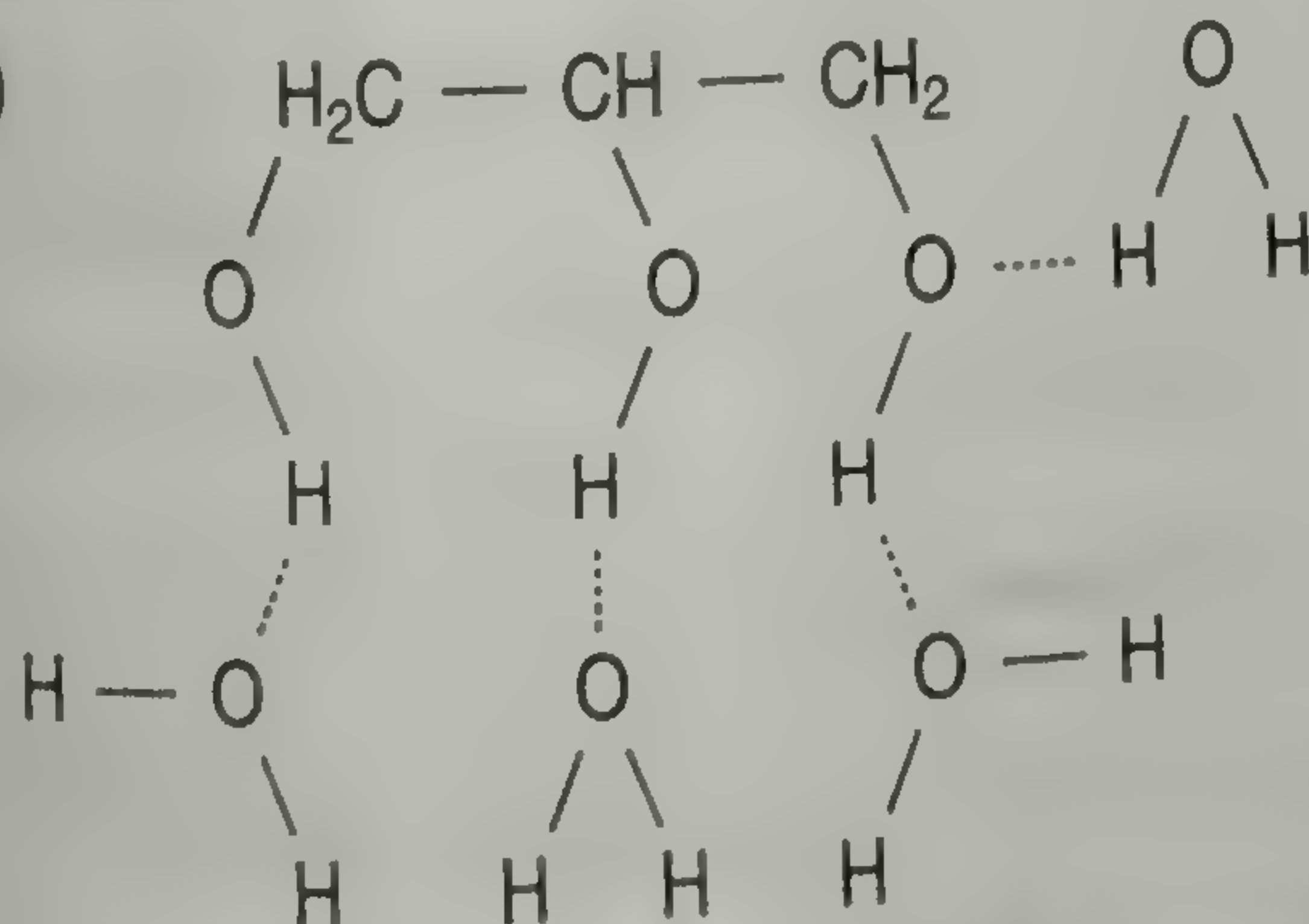
1. Alternativa a.

2. Alternativa d.

3. Alternativa a.

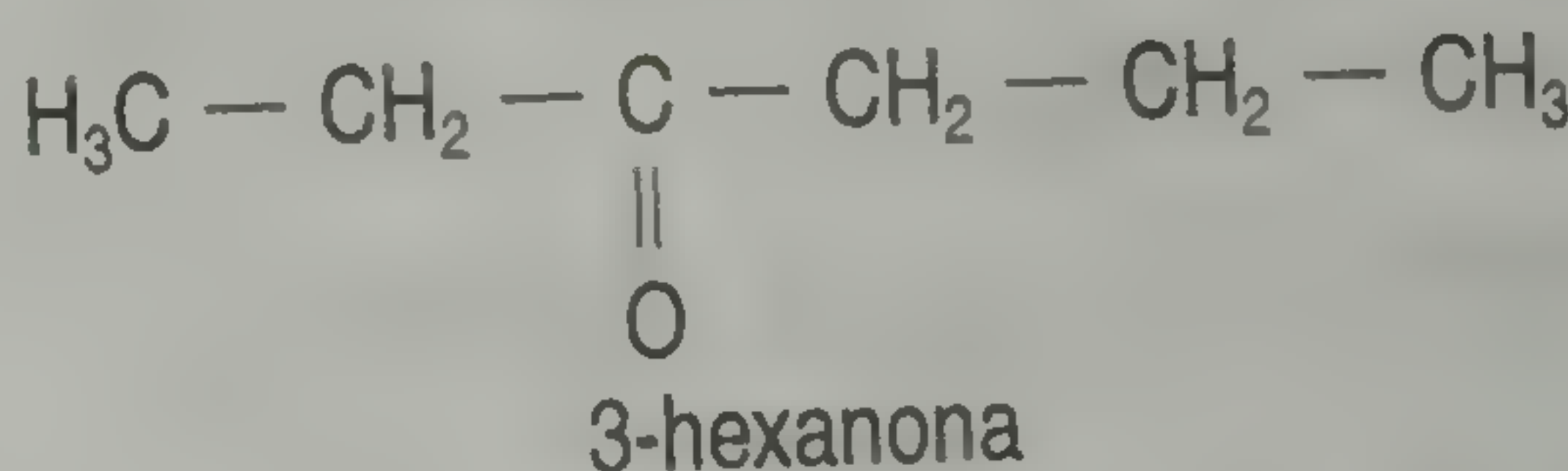
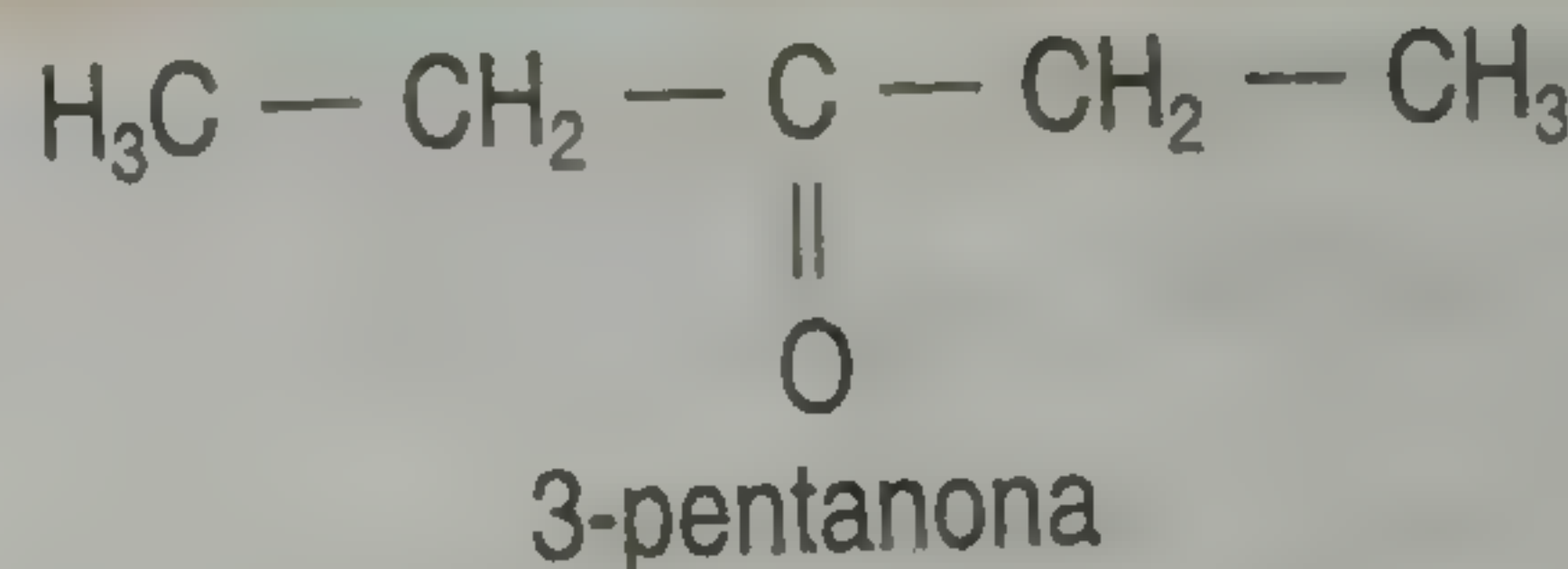
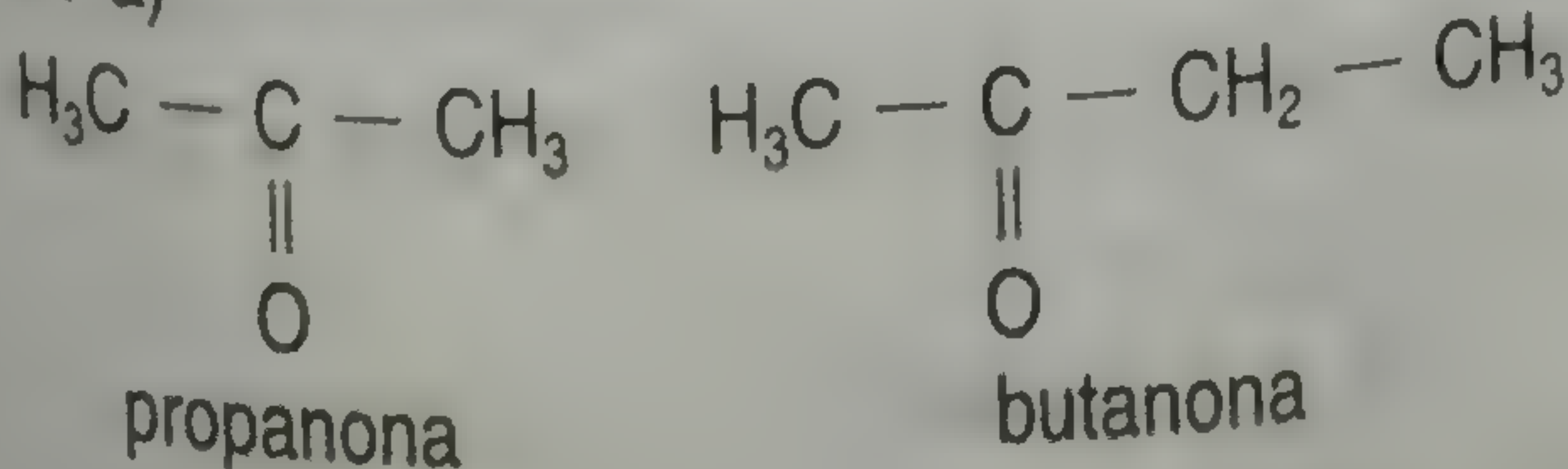
4. As forças intermoleculares no etanol são pontes de hidrogênio.

5. a)



b) Com o aquecimento, as pontes de hidrogênio são quebradas. As moléculas de água ficam livres e tornam o panetone macio.

6. a)



b) Quanto maior a massa molecular, mais elevado é o ponto de ebulição da substância.

7. Alternativa d.

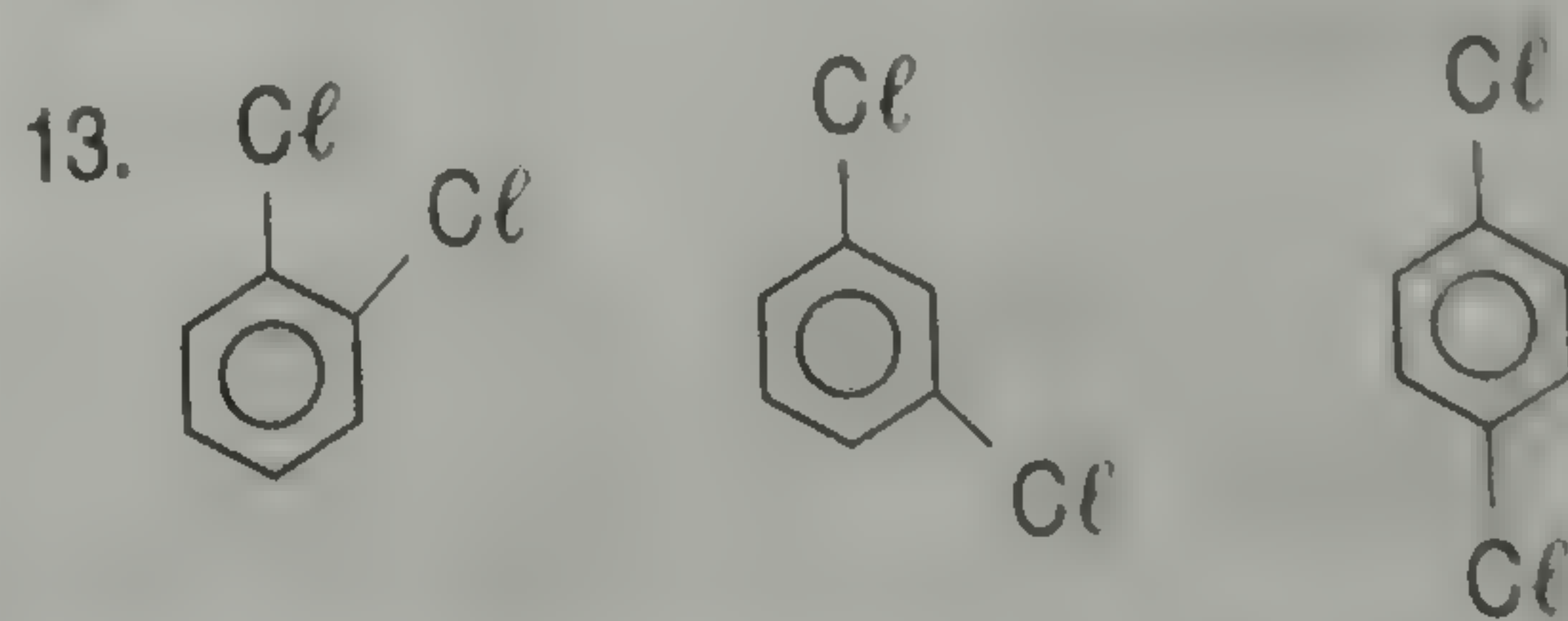
10. Alternativa a.

8. Alternativa e.

11. Alternativa a.

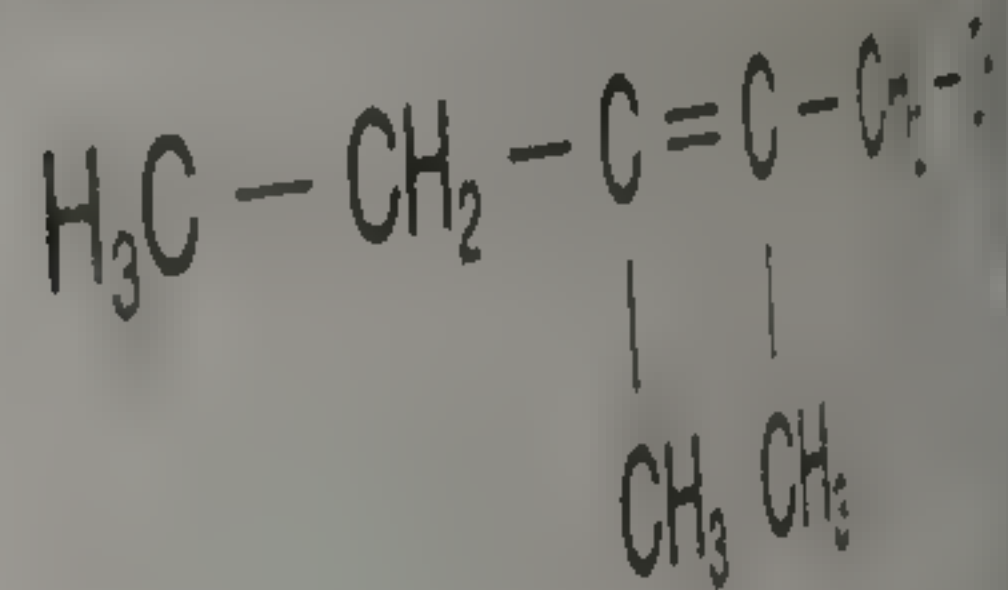
9. Alternativa b.

12. Alternativa b.

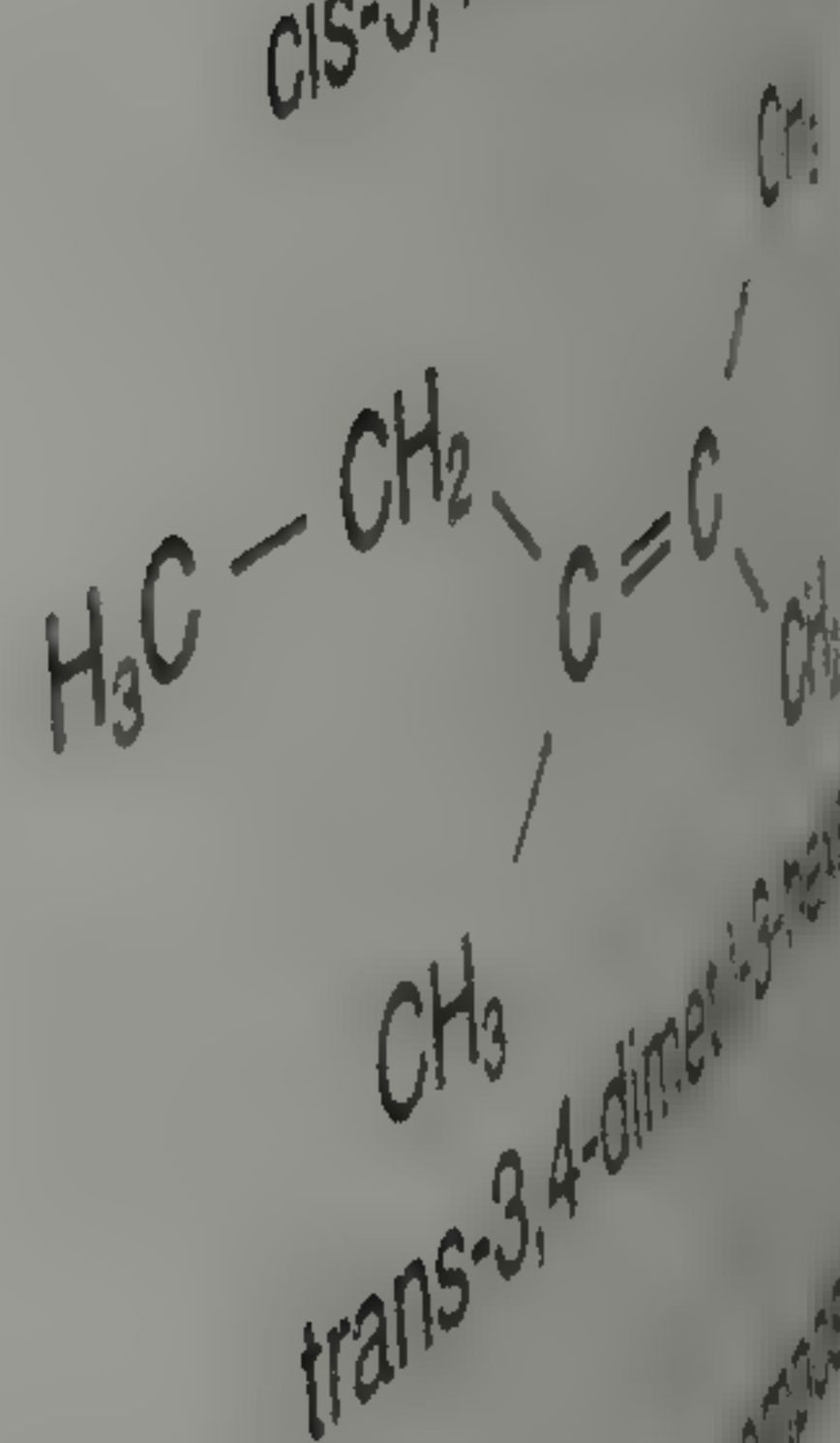
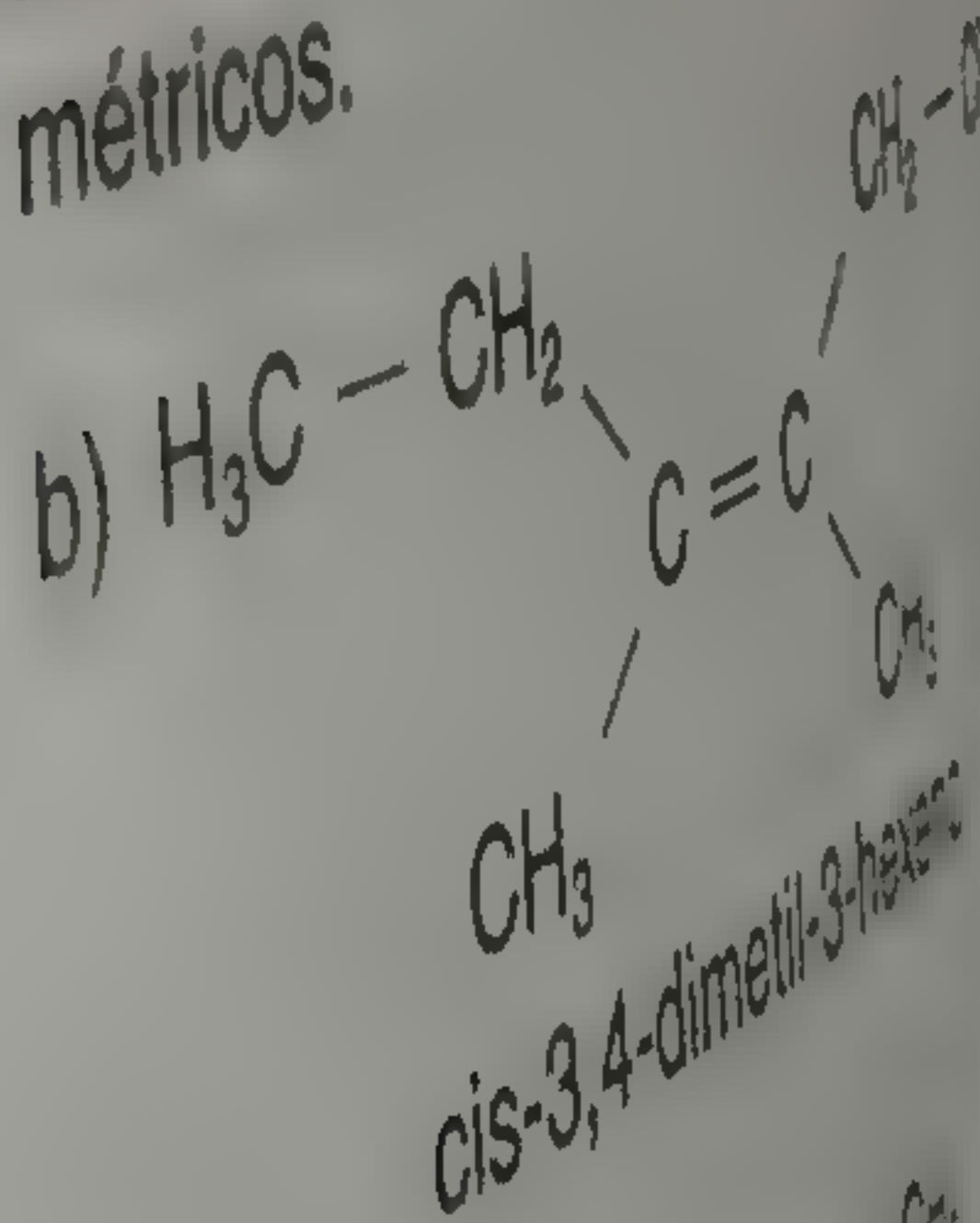


orto-diclorobenzeno meta-diclorobenzeno para-diclorobenzeno
assimétrica (polar) assimétrica (polar) simétrica (apolar)

a) Fórmula estrutural:



Esta substância pode formar simétricos.



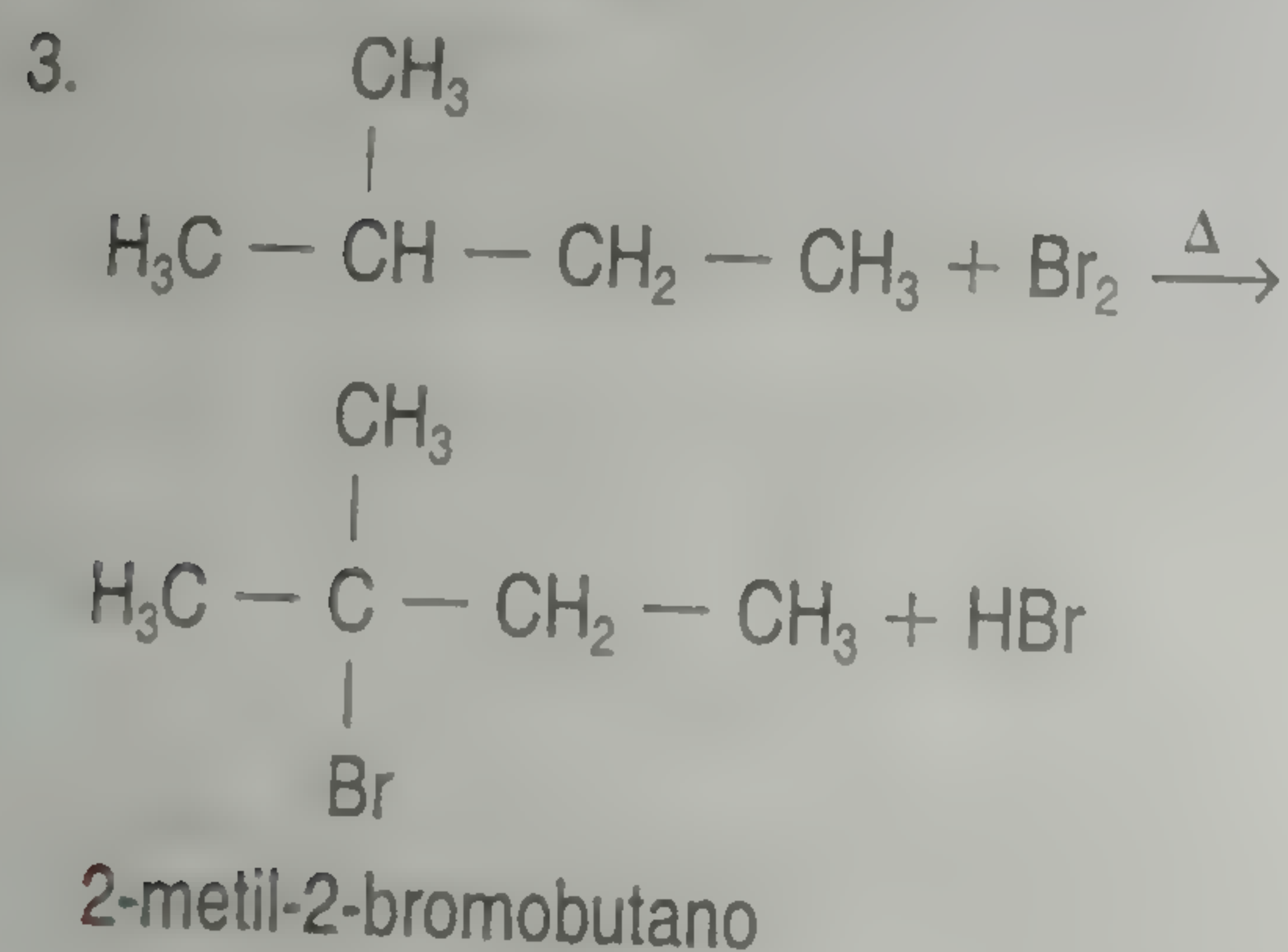
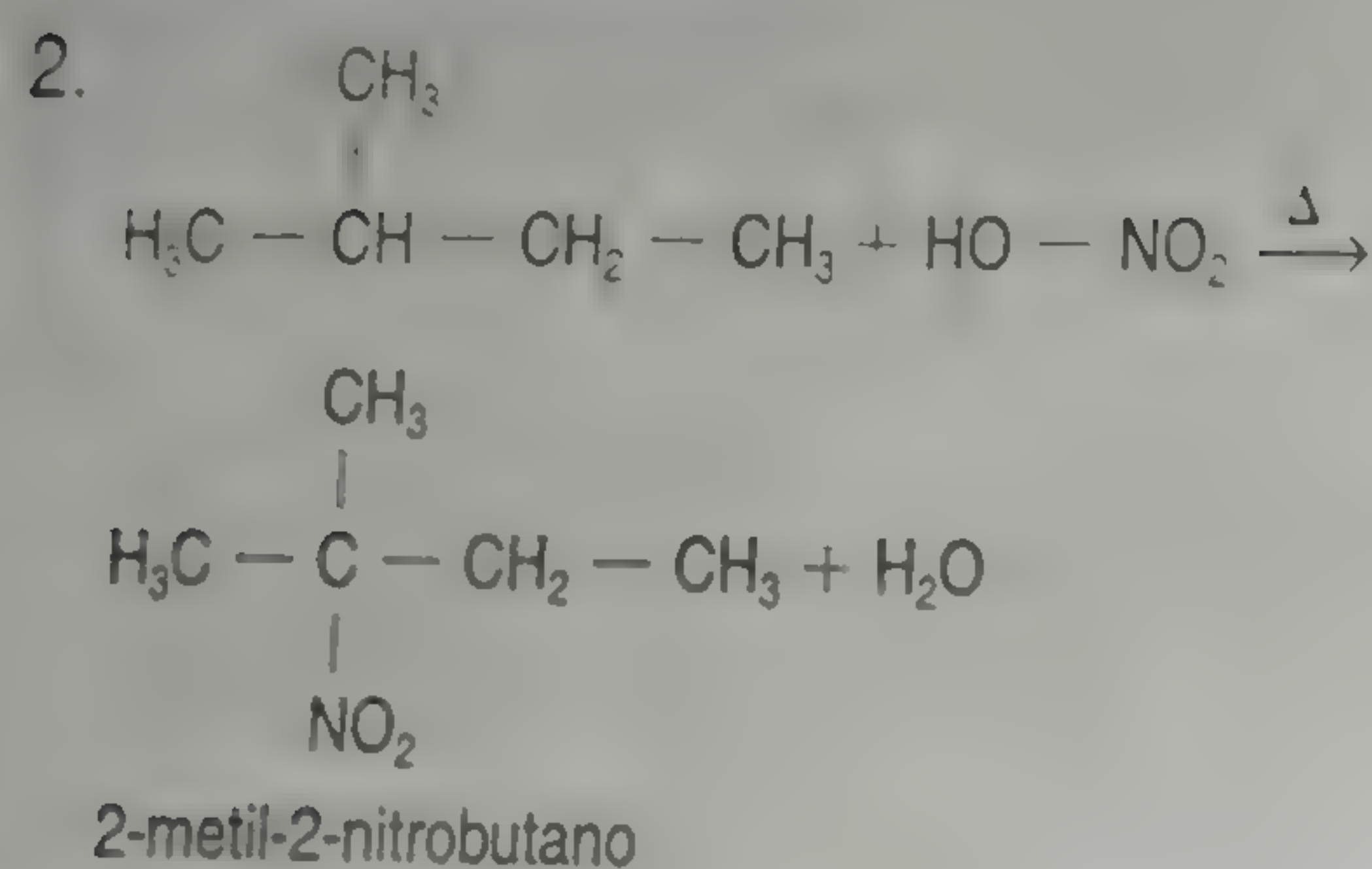
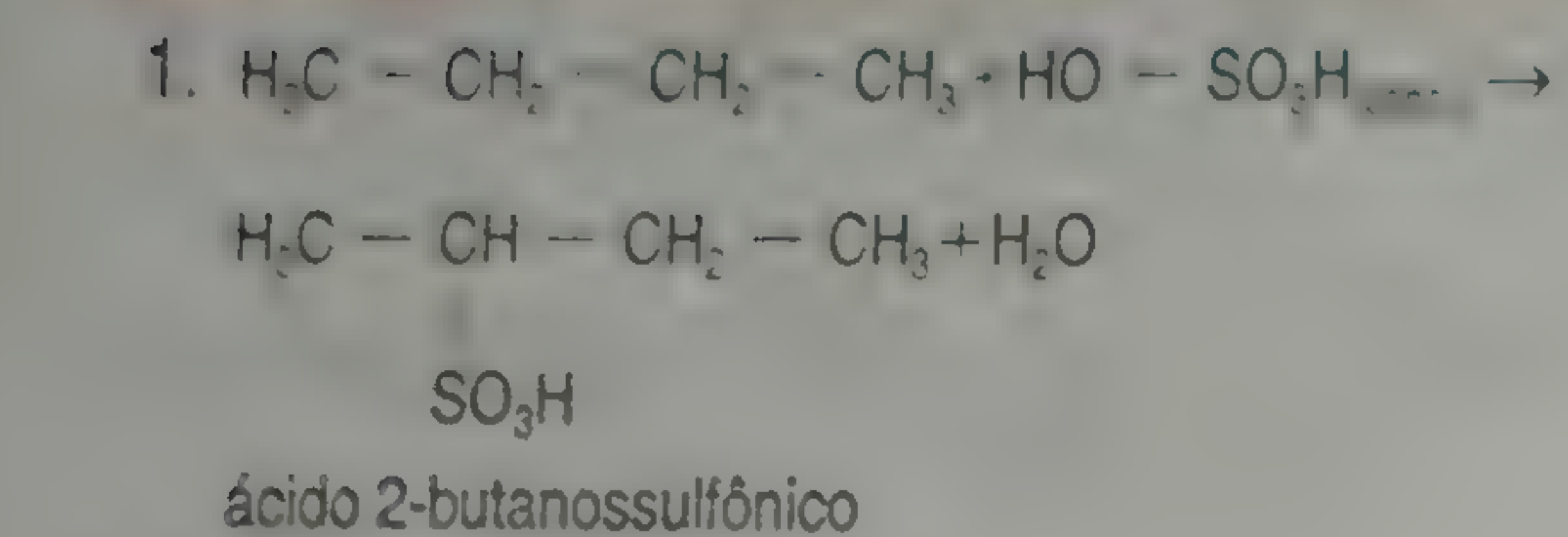
25. Fórmula molecular do composto: $\text{H}_3\text{C} - \text{C} = \text{C} - \text{CH}_3$

14. Alternativa c.
15. Alternativa c.
16. Alternativa c.
17. Alternativa b.
18. Alternativa d.
19. a) A vitamina C tem maior número de agrupamentos OH. Forma, portanto, mais pontes de hidrogênio com a água. Como consequência, ela é mais solúvel em água e mais facilmente eliminada pela urina.

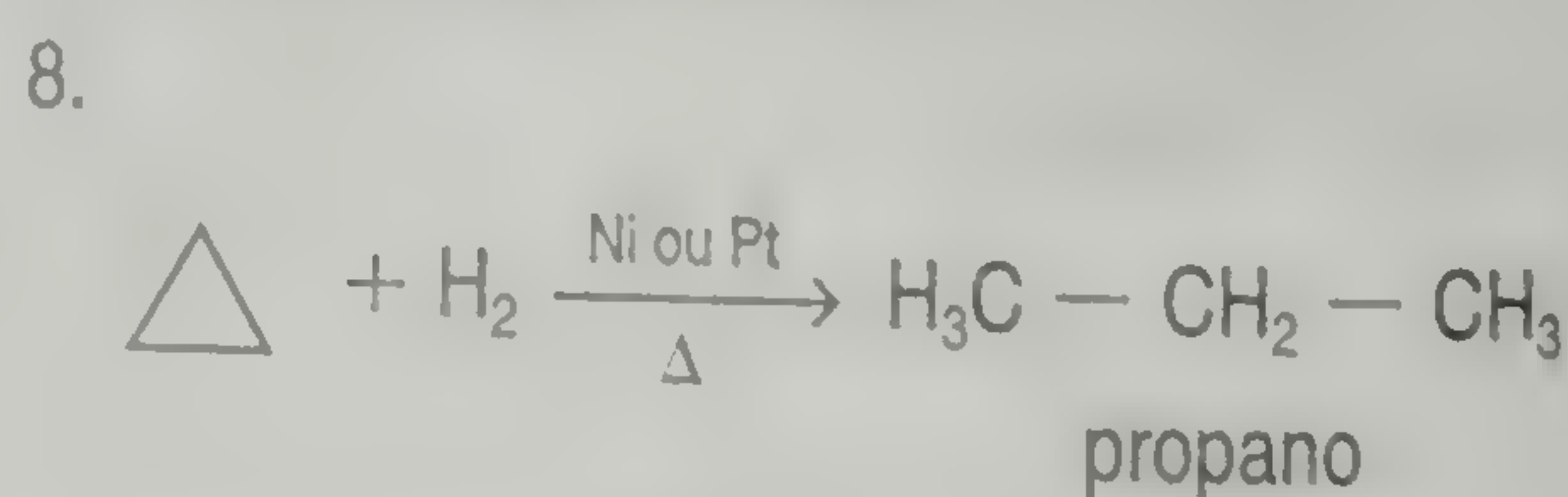
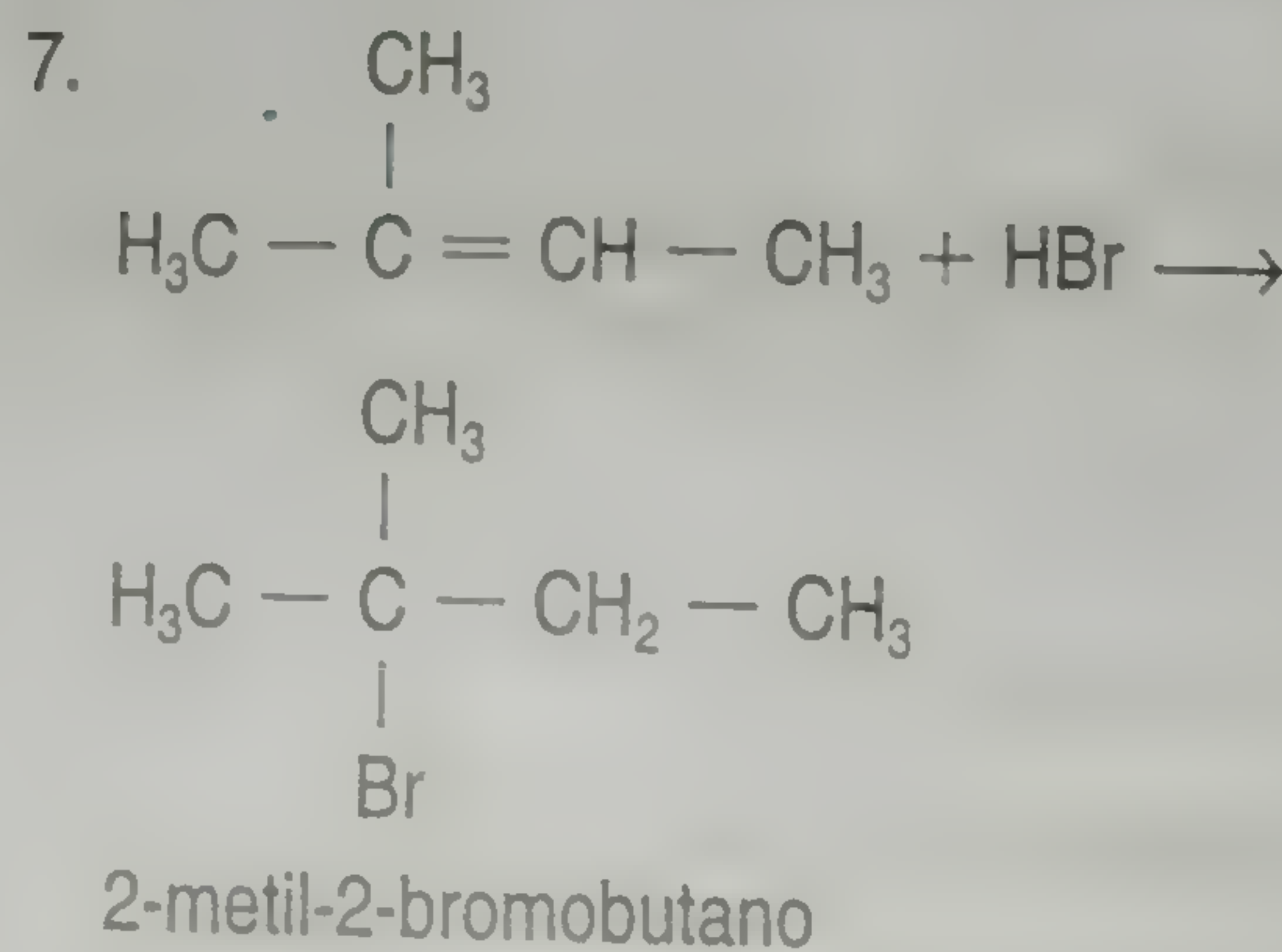
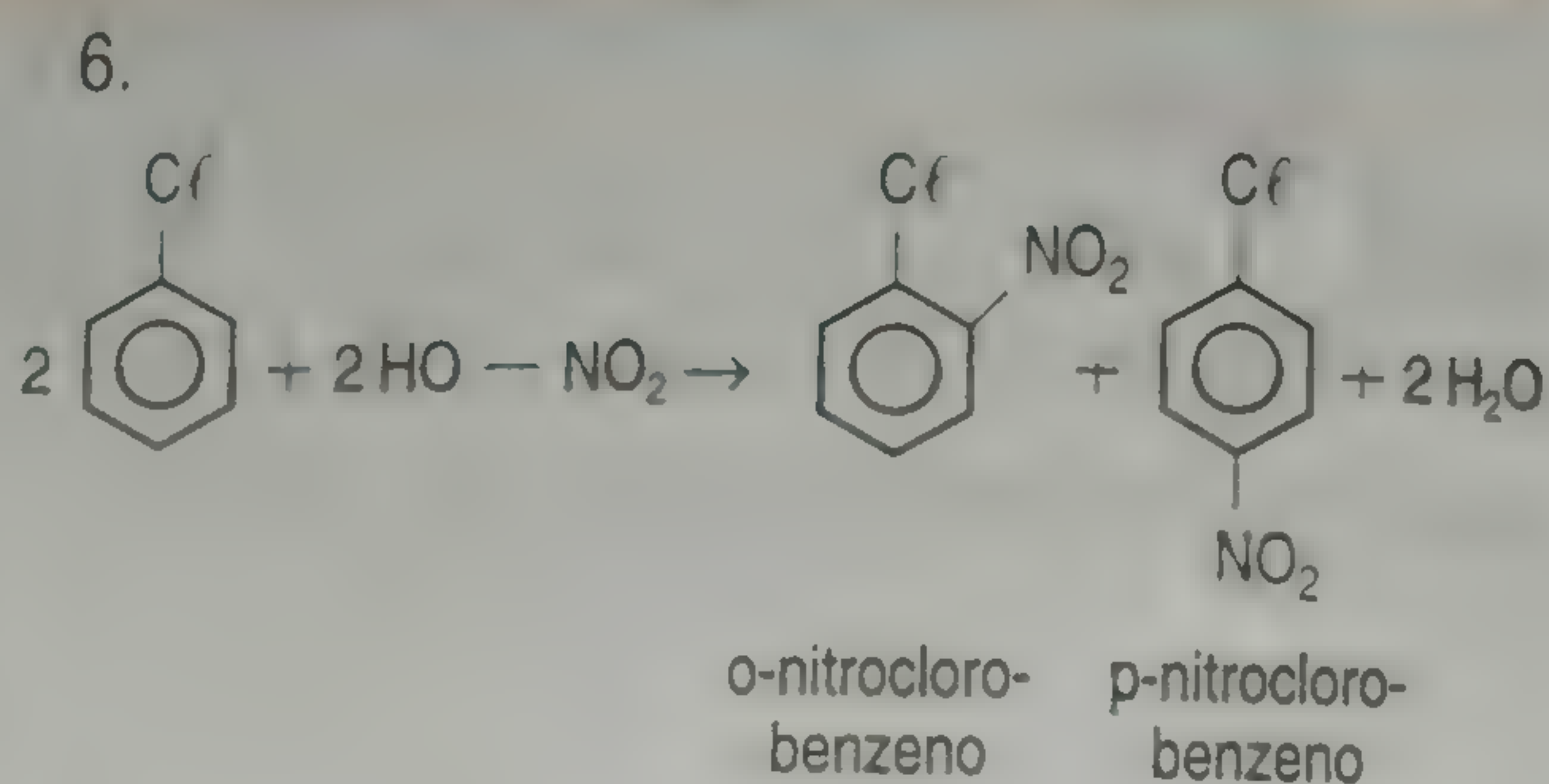
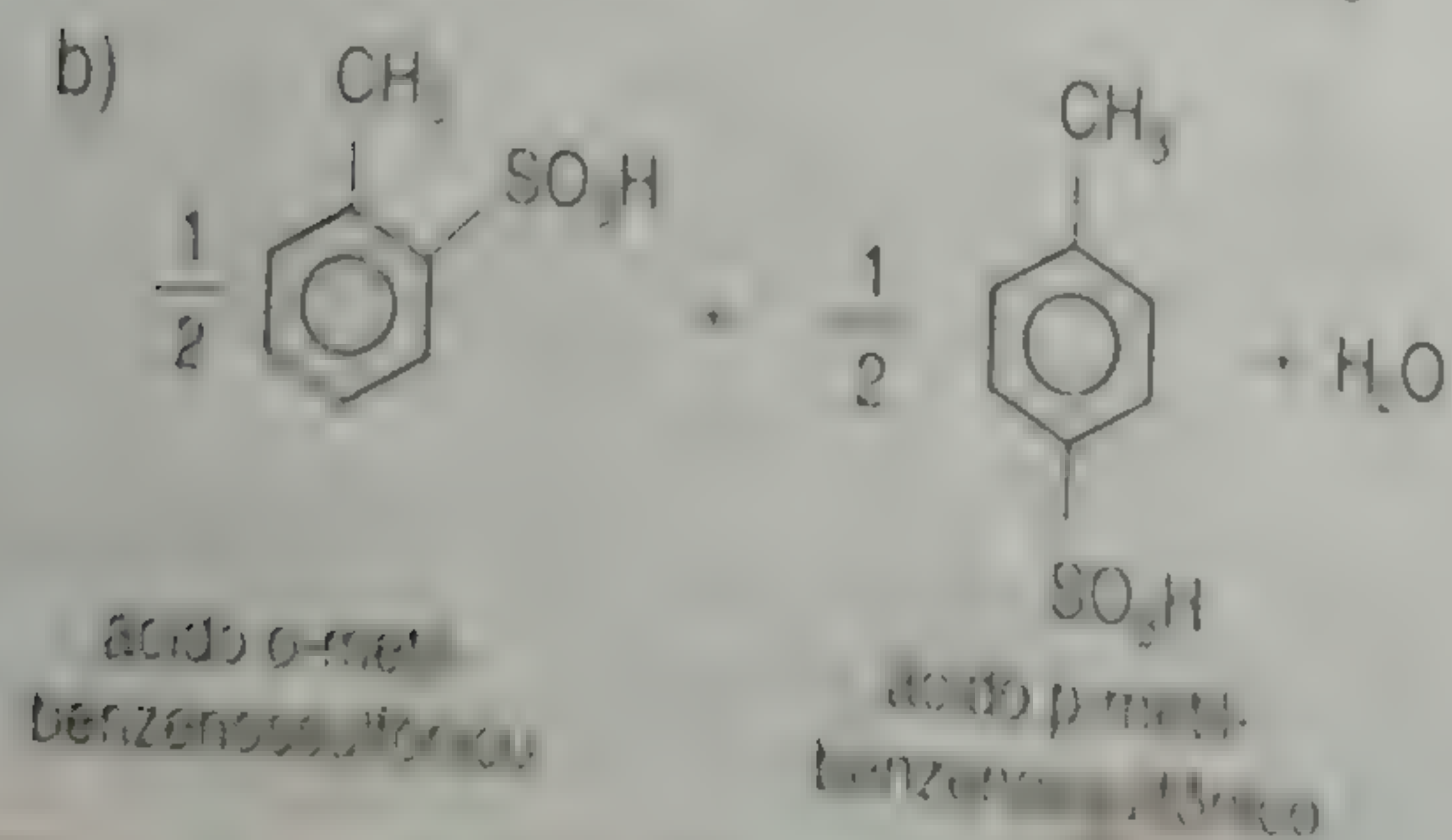
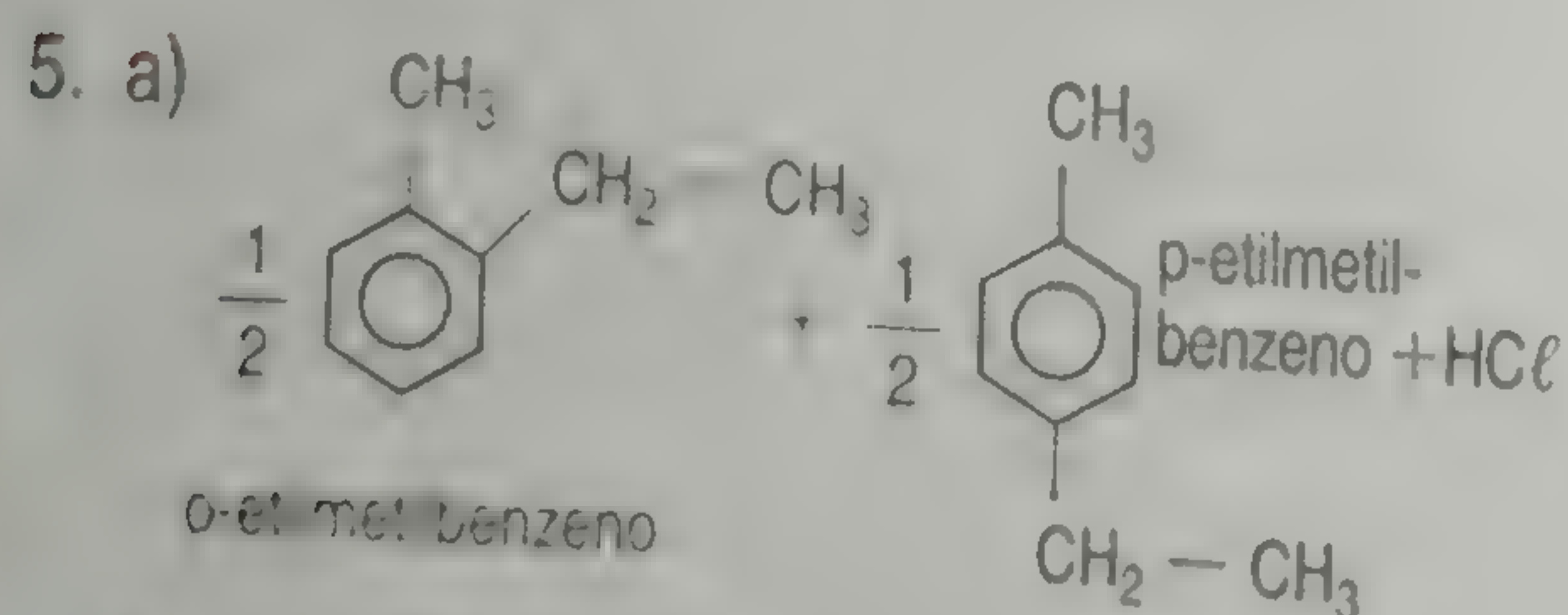
b) O ponto de fusão de uma substância tende a ser mais elevado quando as forças intermoleculares são mais intensas. É o caso da vitamina C, que tem suas moléculas ligadas por mais pontes de hidrogênio.

28

Produtos orgânicos: diferenciação por reações

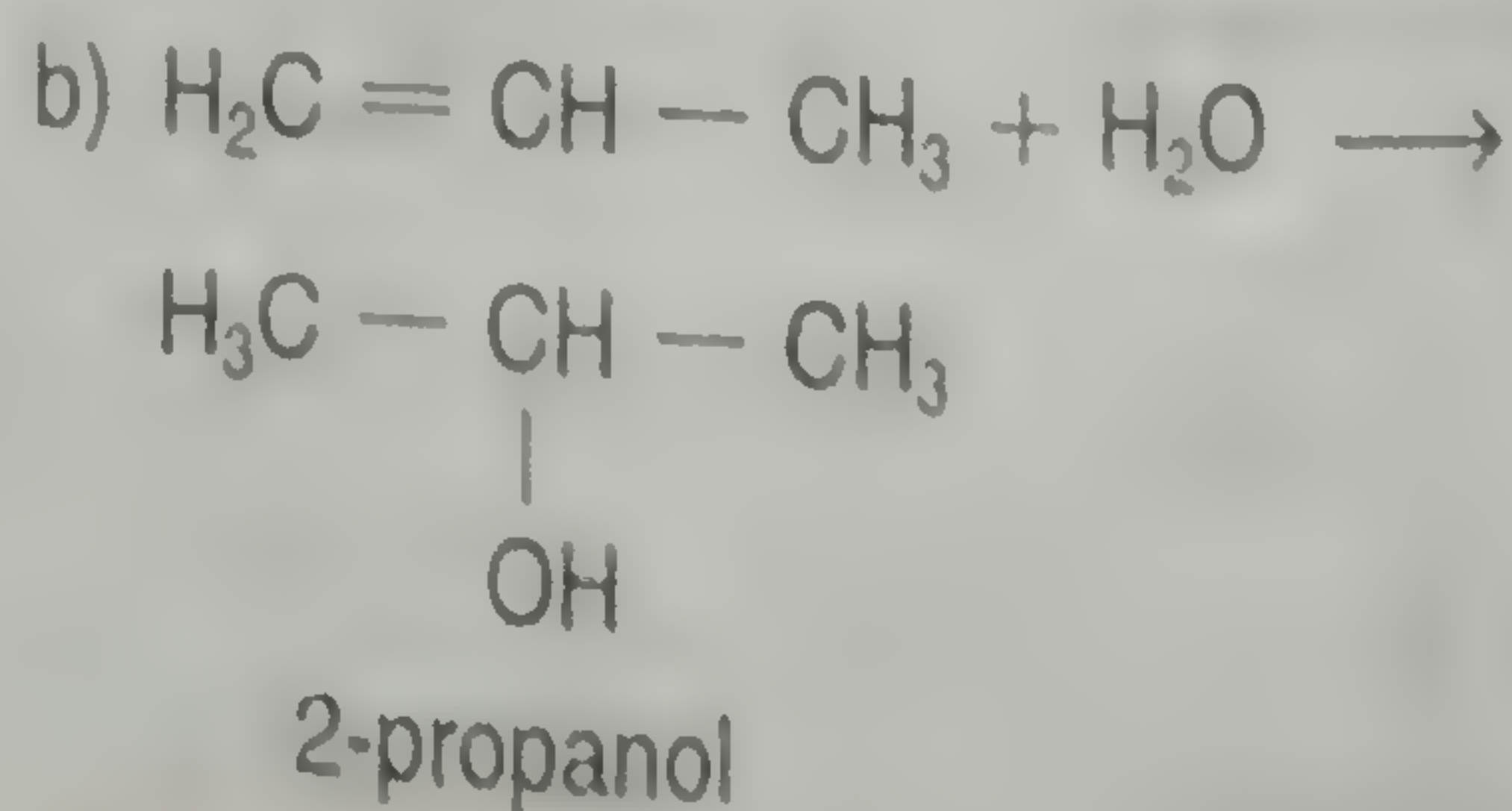
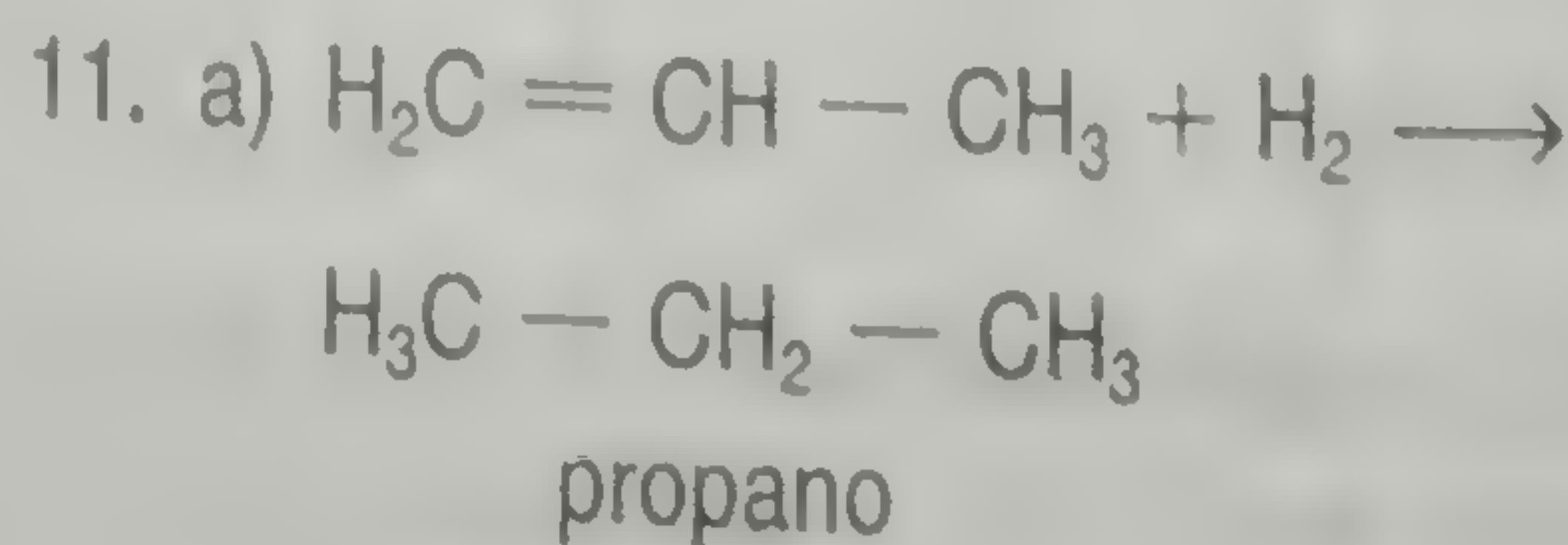


4. Alternativa d.



9. Alternativa c.

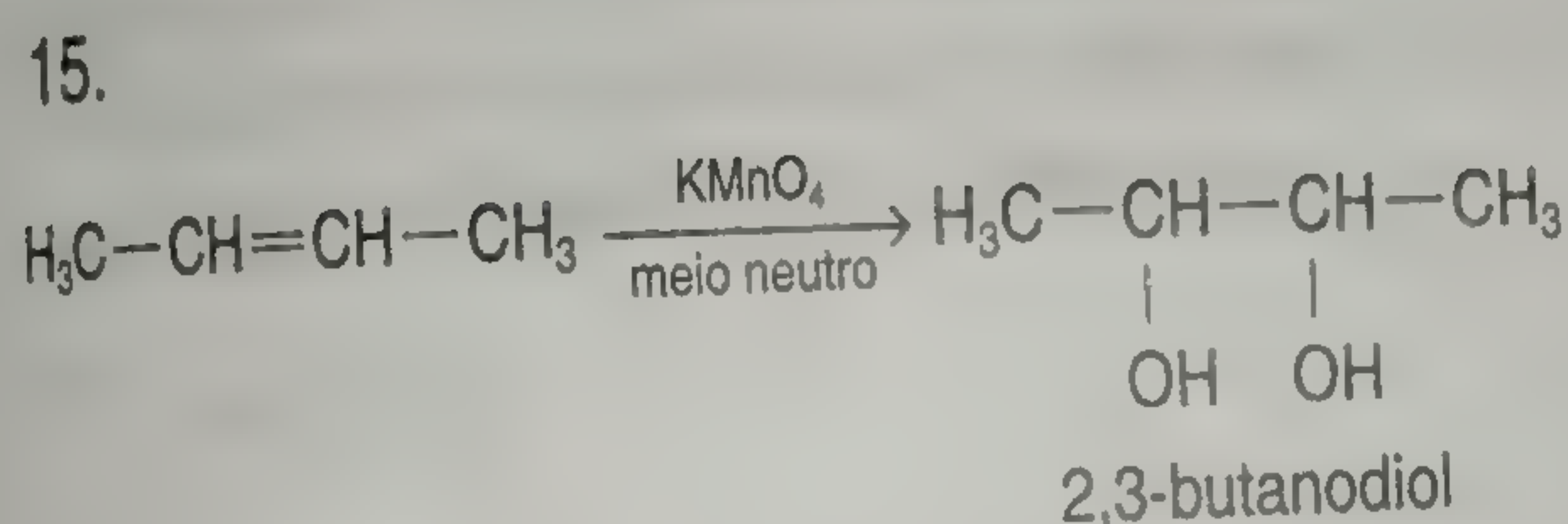
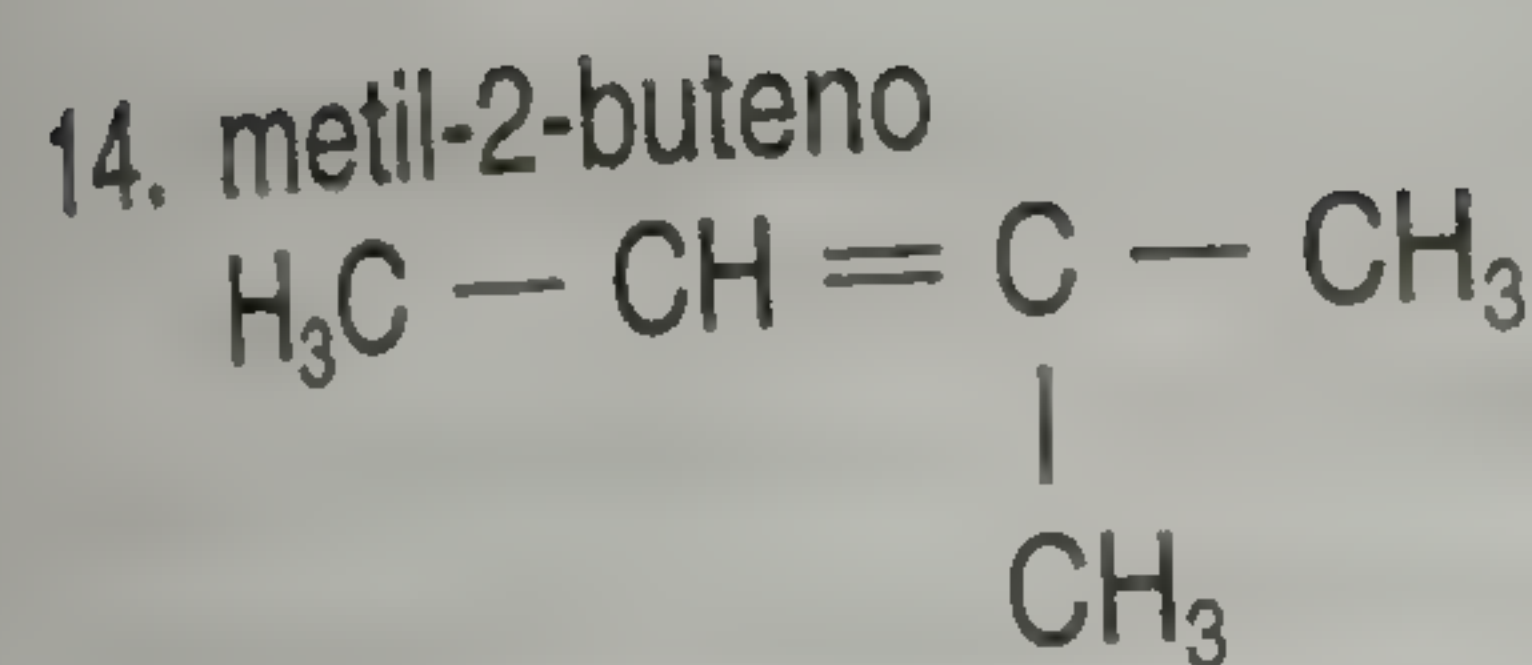
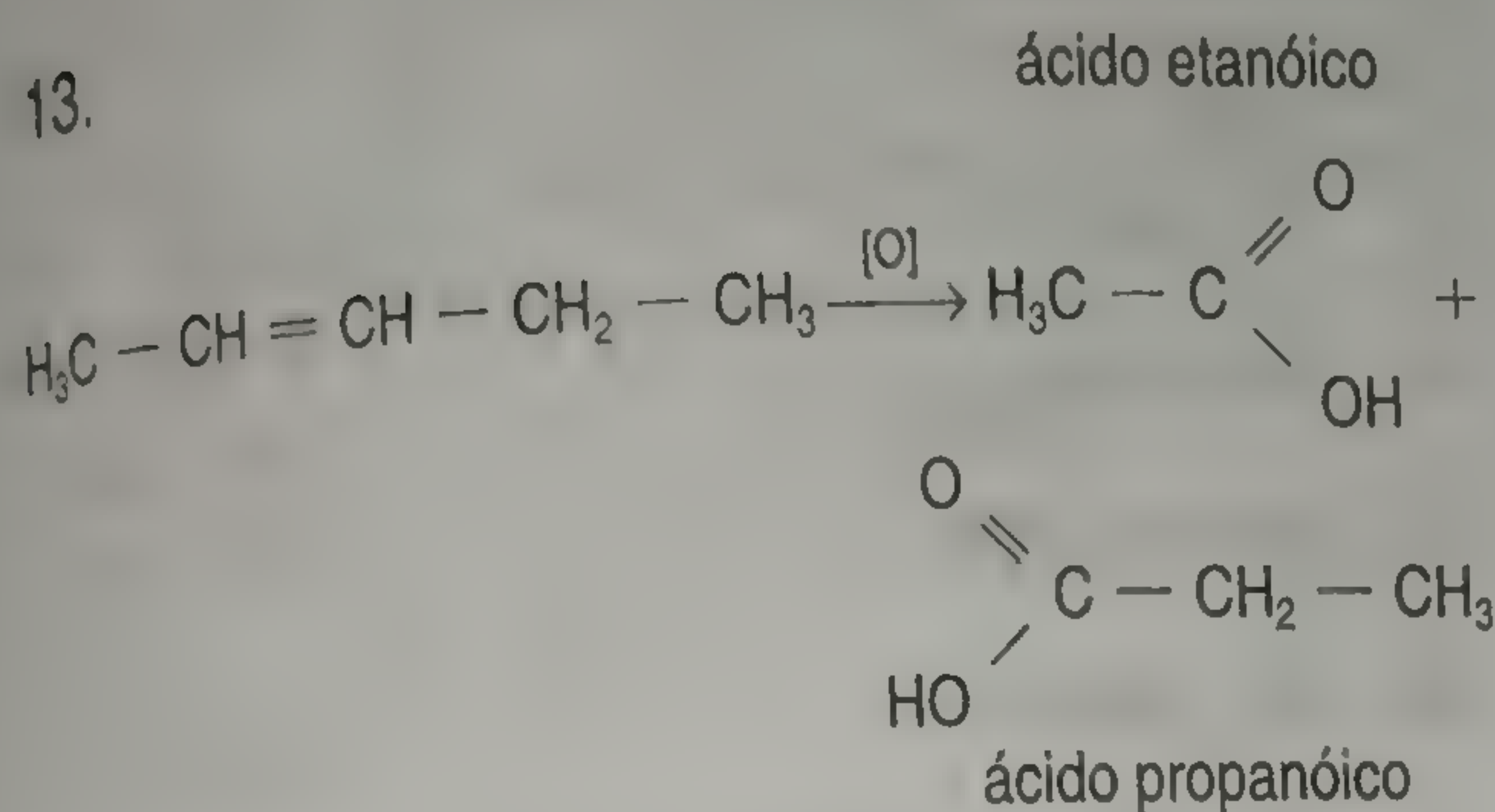
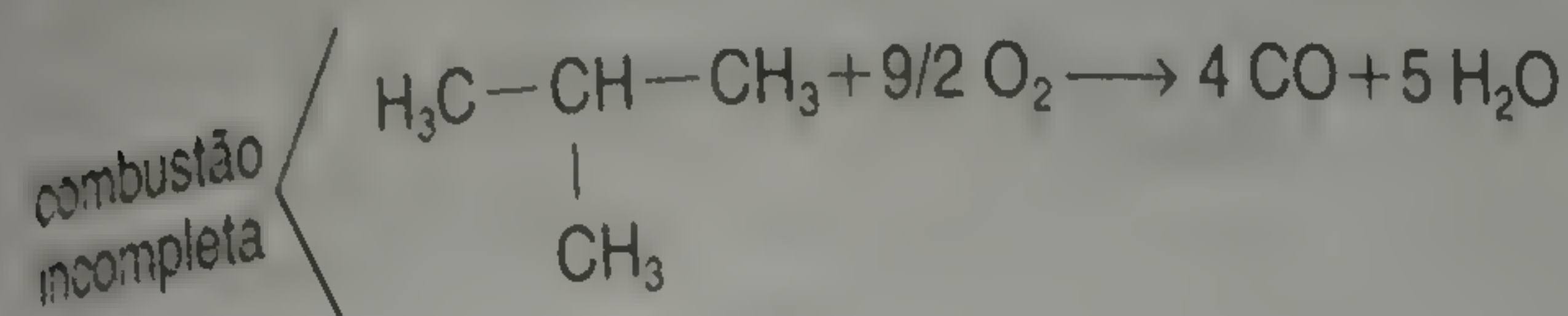
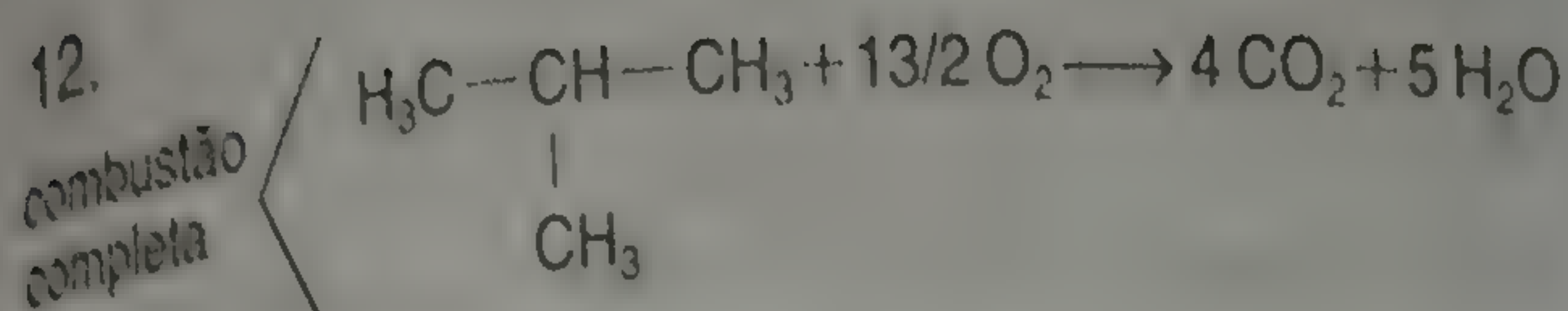
10. Alternativa d.



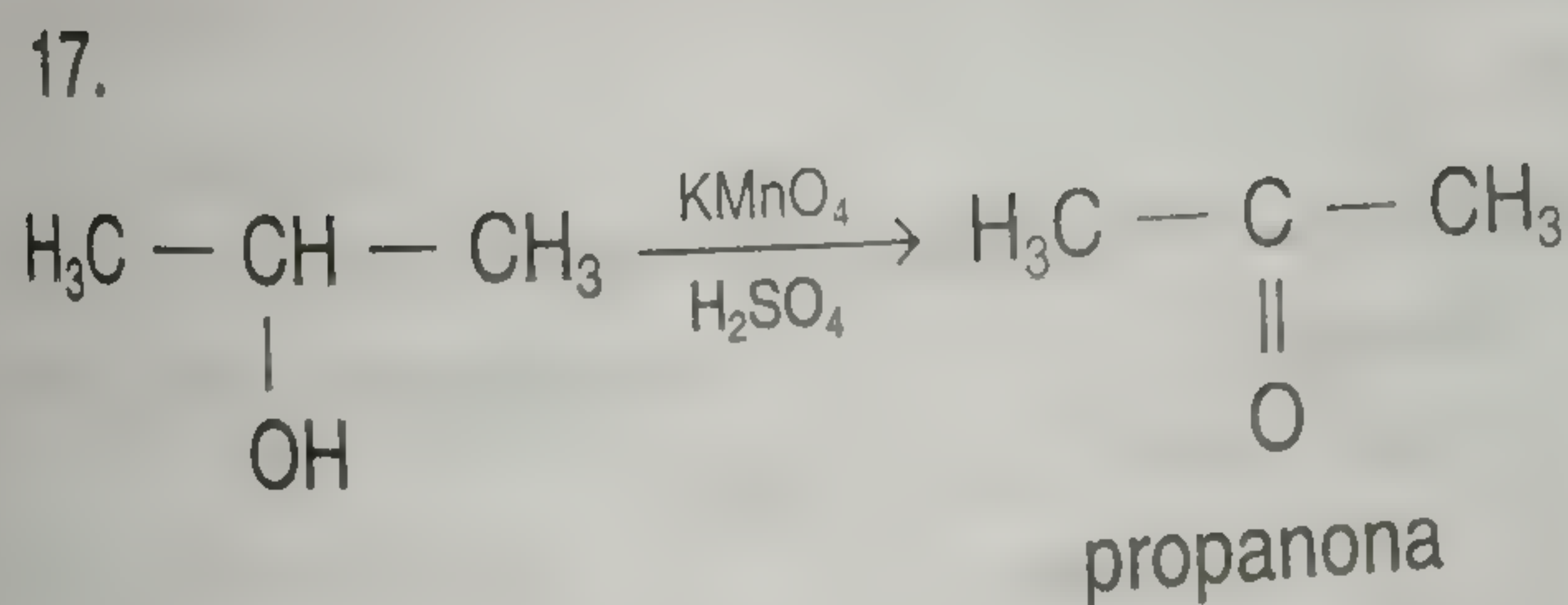
RESPOSTAS

EXERCÍCIOS

533



16. Alternativa c.

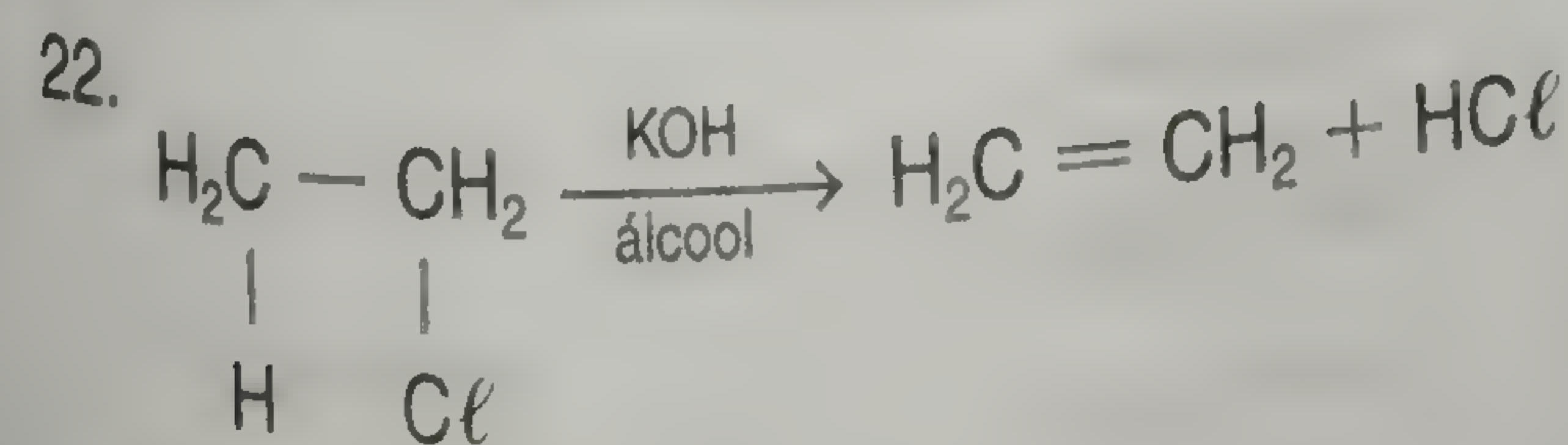


18. Alternativa c.

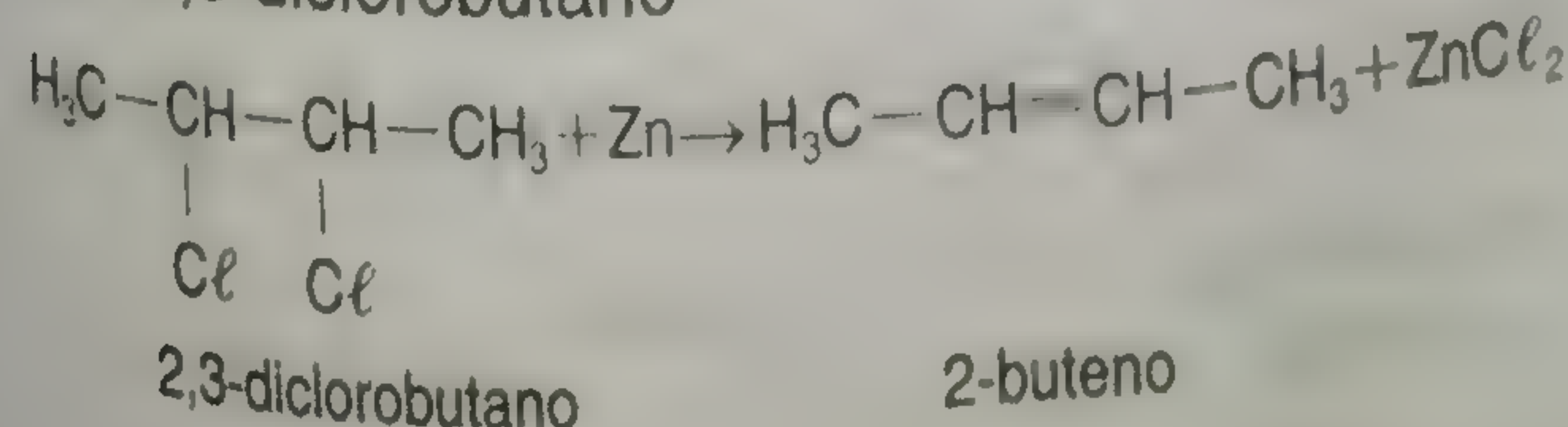
19. Alternativa a.

20. Alternativa b.

21. Alternativa d.

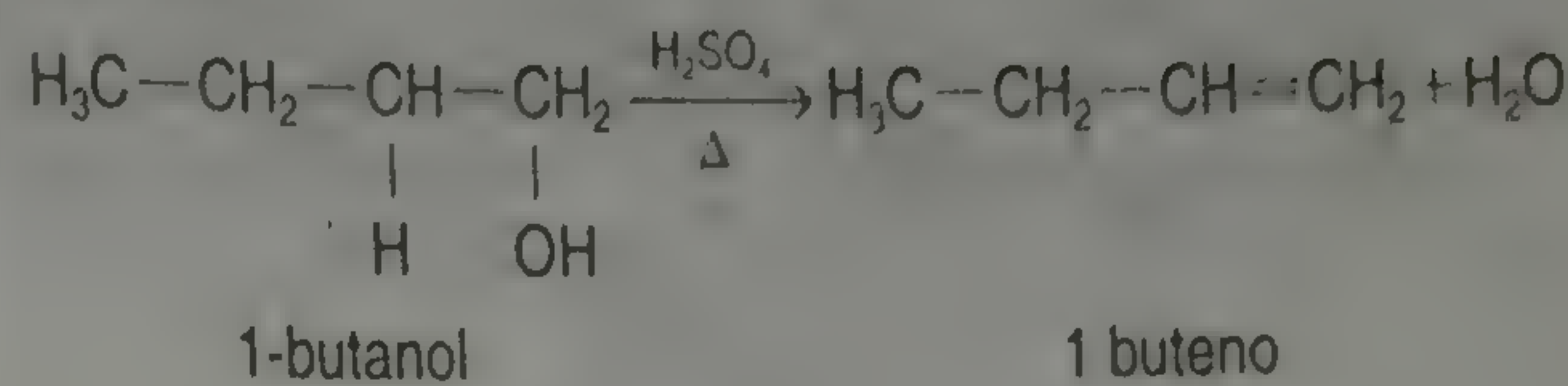


23. 2,3-diclorobutano

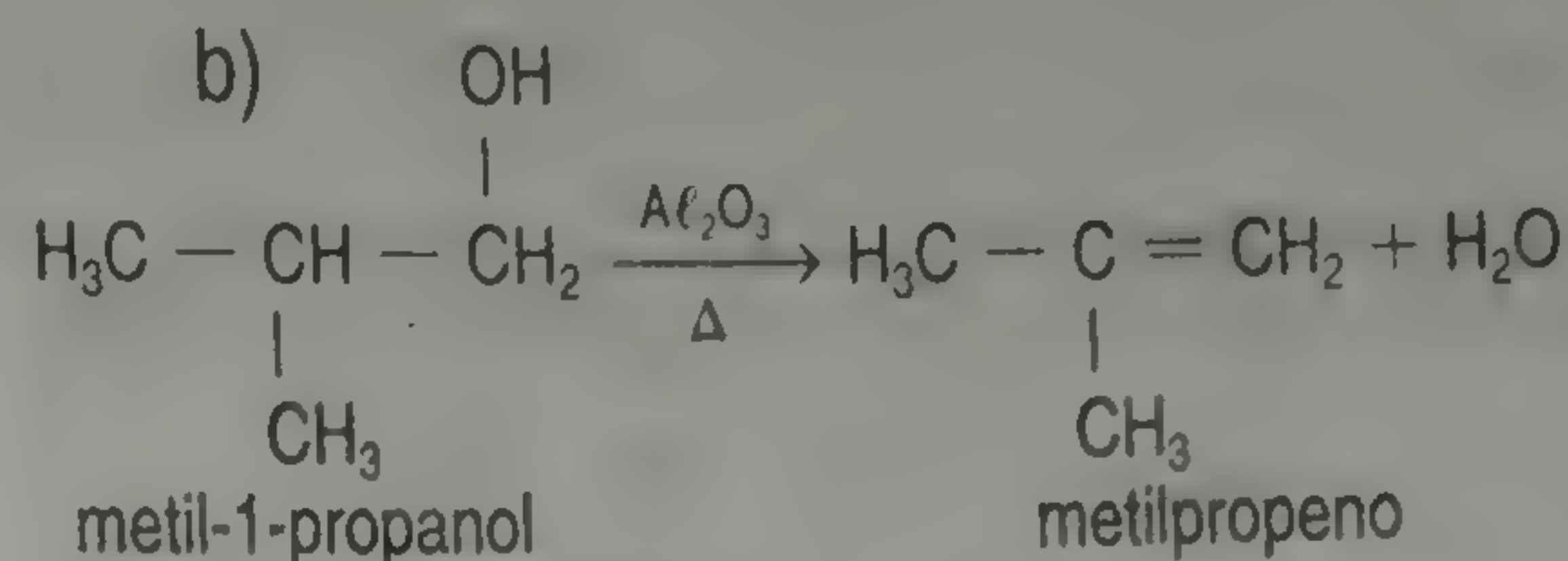


24. Alternativa a.

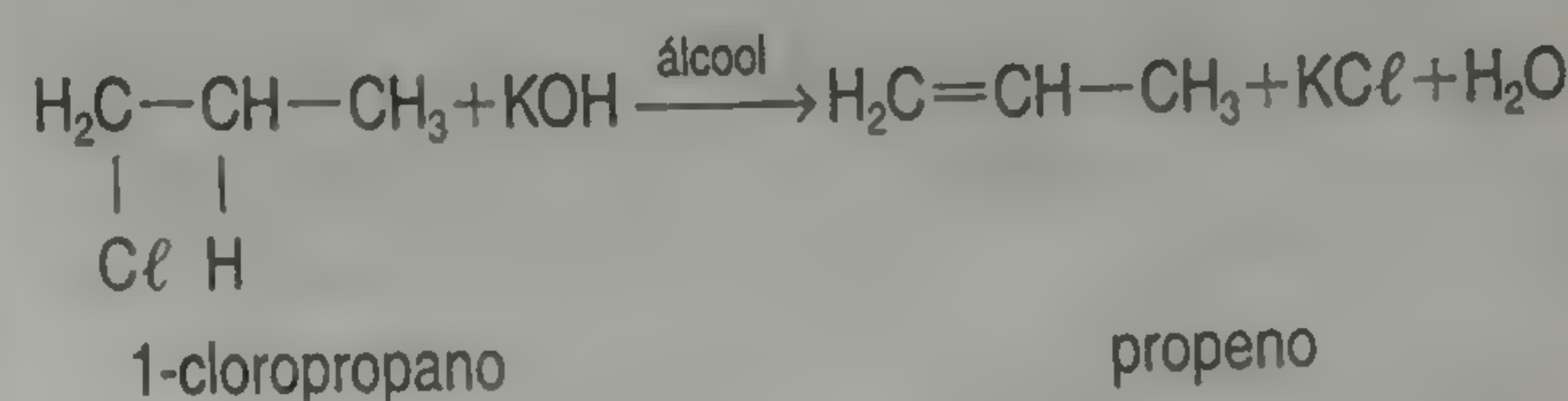
25. a)



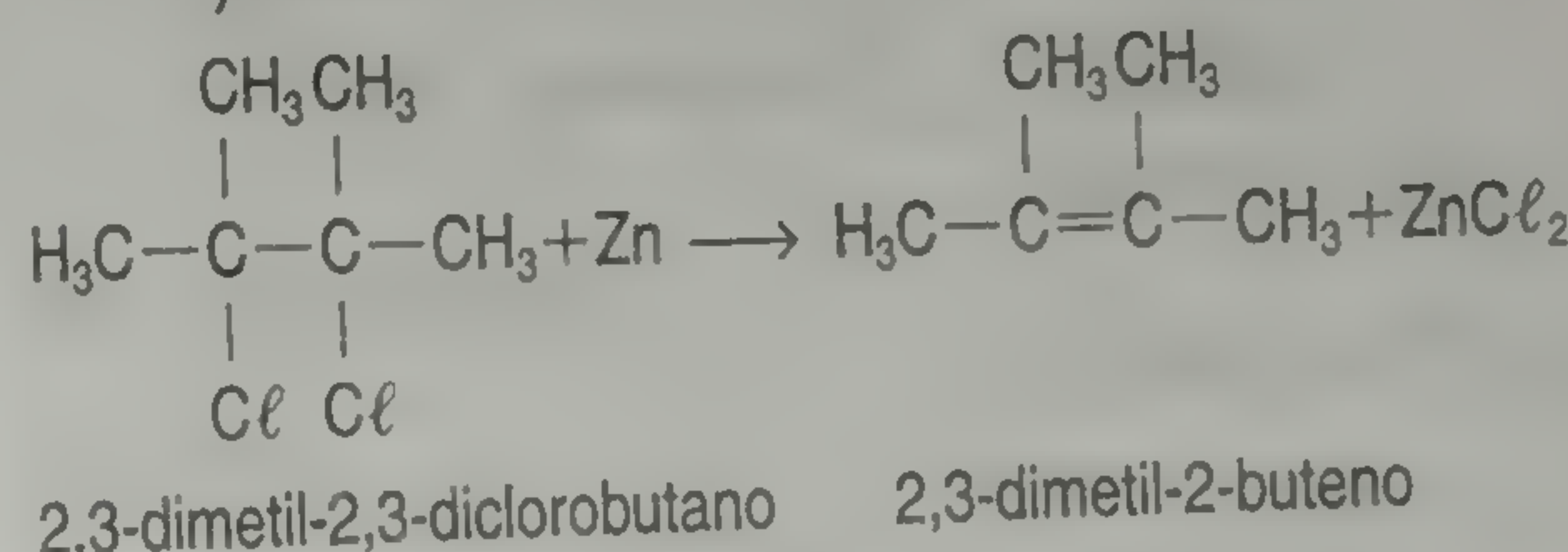
b)



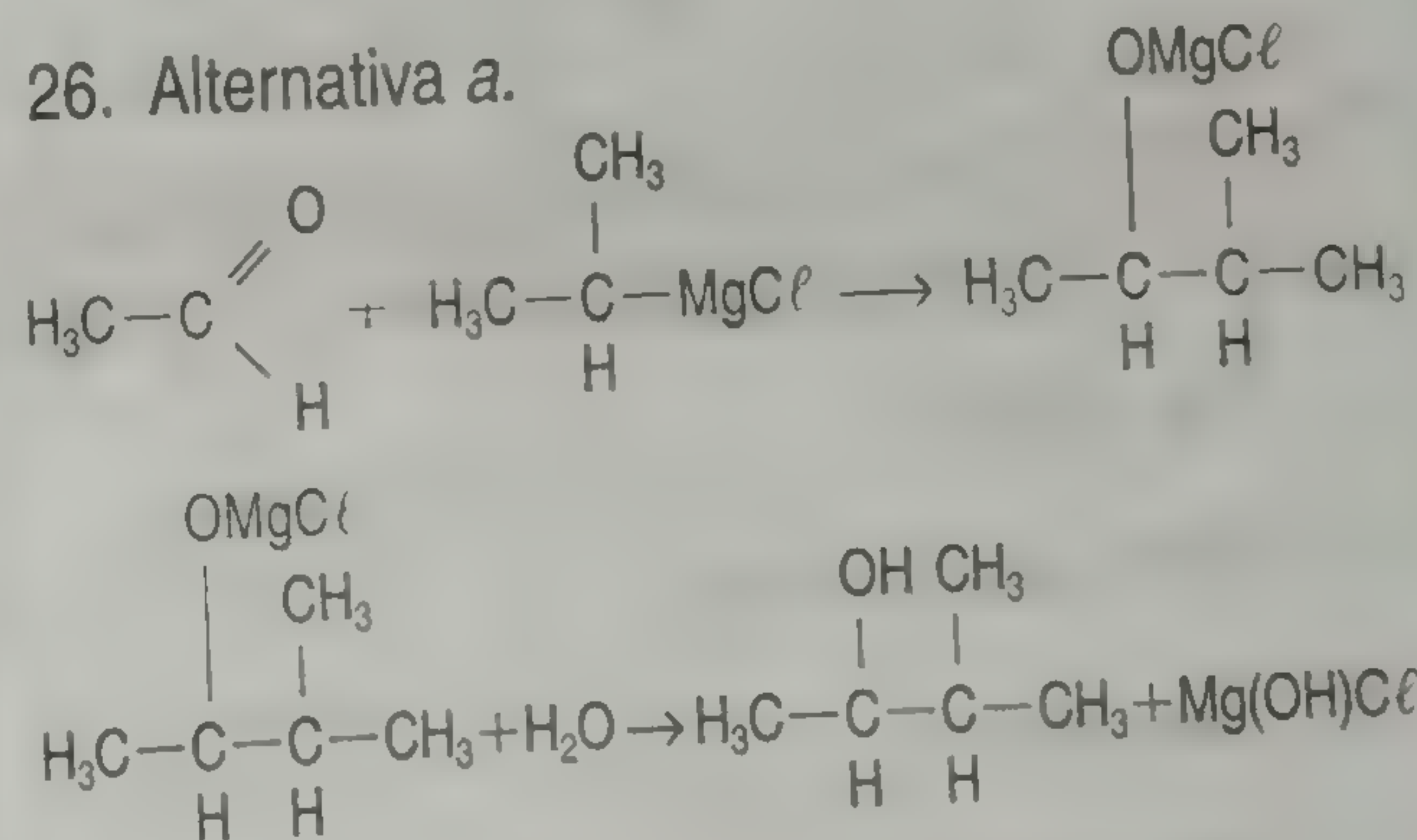
c)



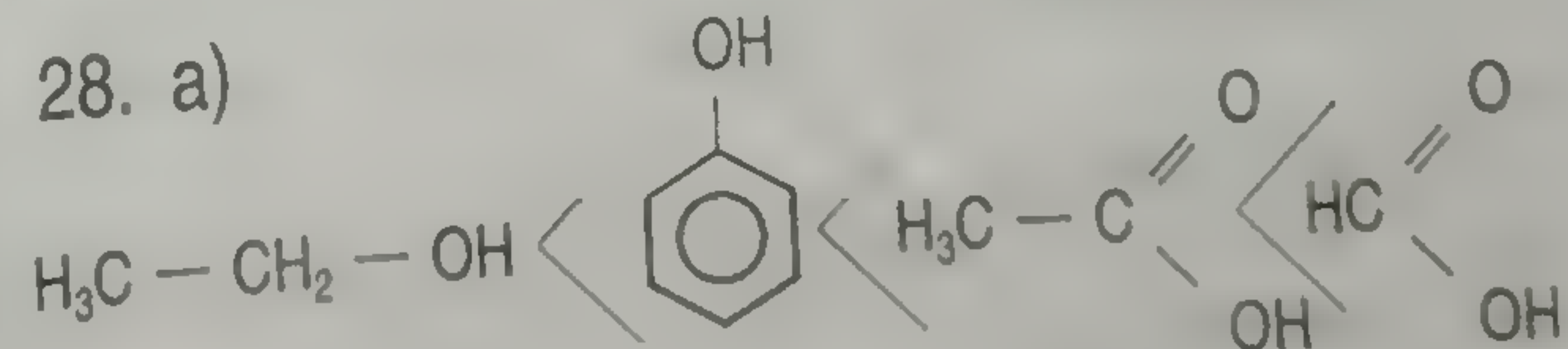
d)



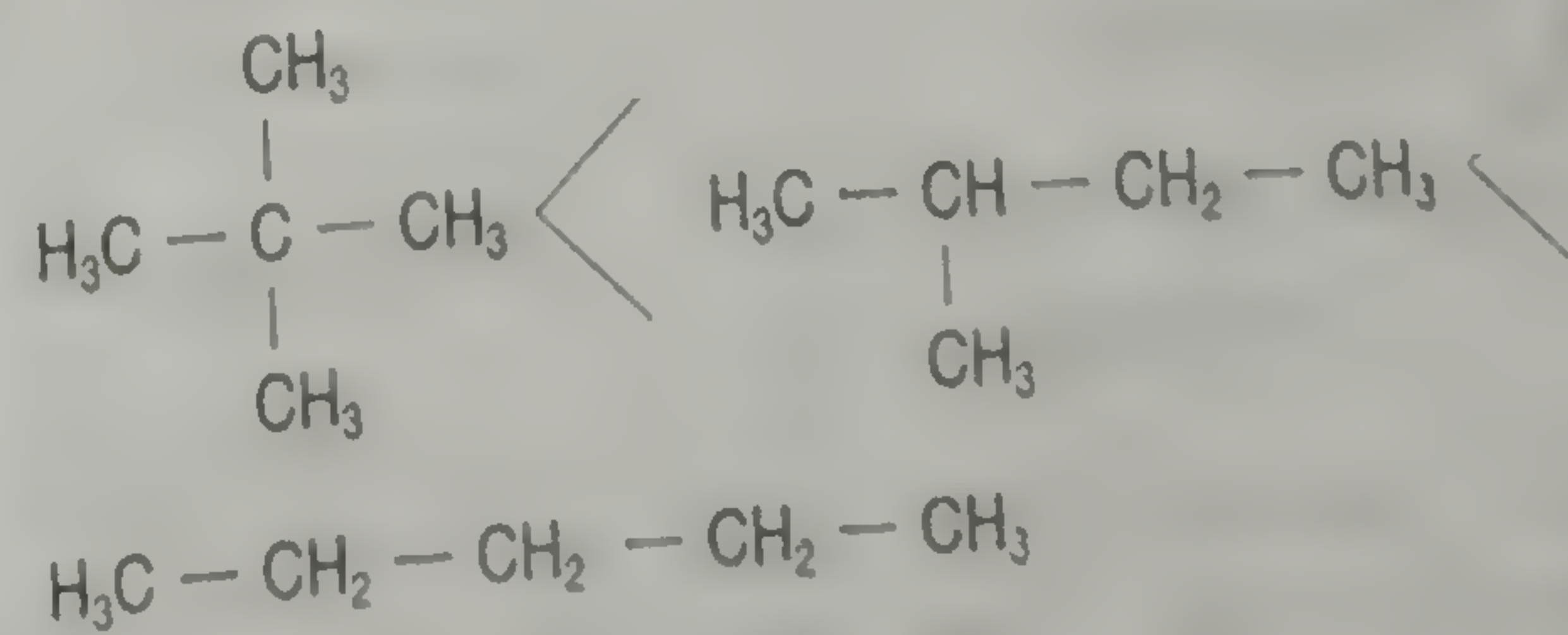
26. Alternativa a.



27. Alternativa d.



b)



29. Alternativa c.

31. Alternativa c.

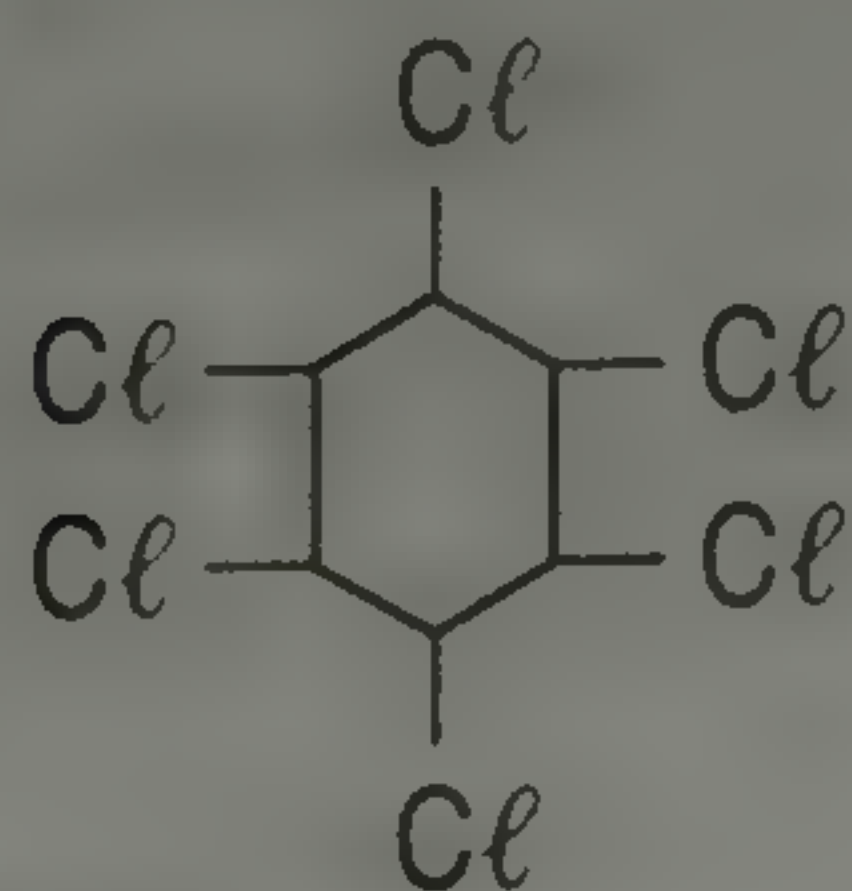
33. Alternativa d.

30. Alternativa e.

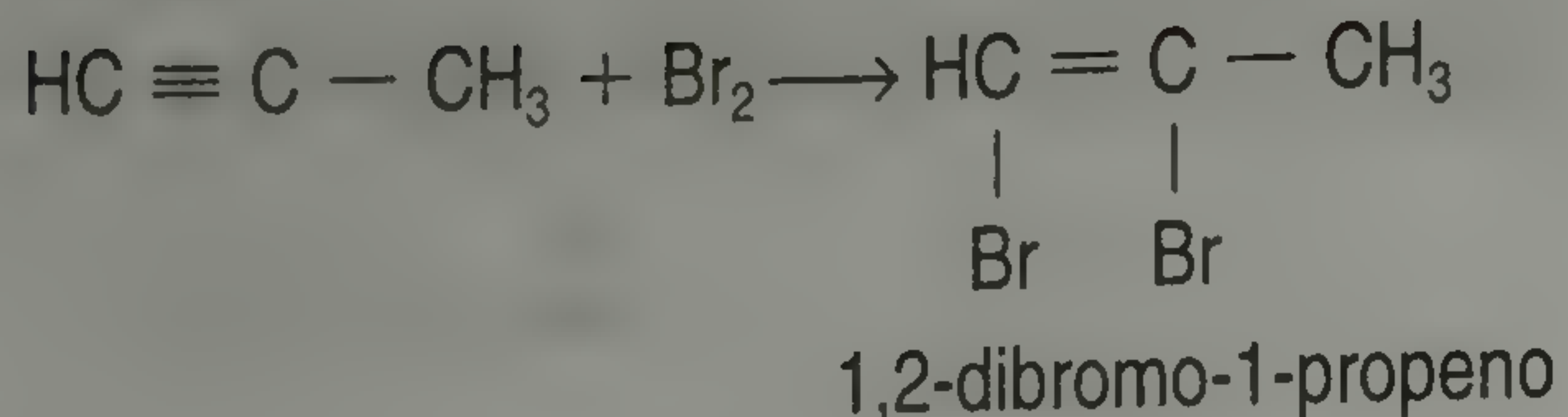
32. Alternativa e.

34. Alternativa c.

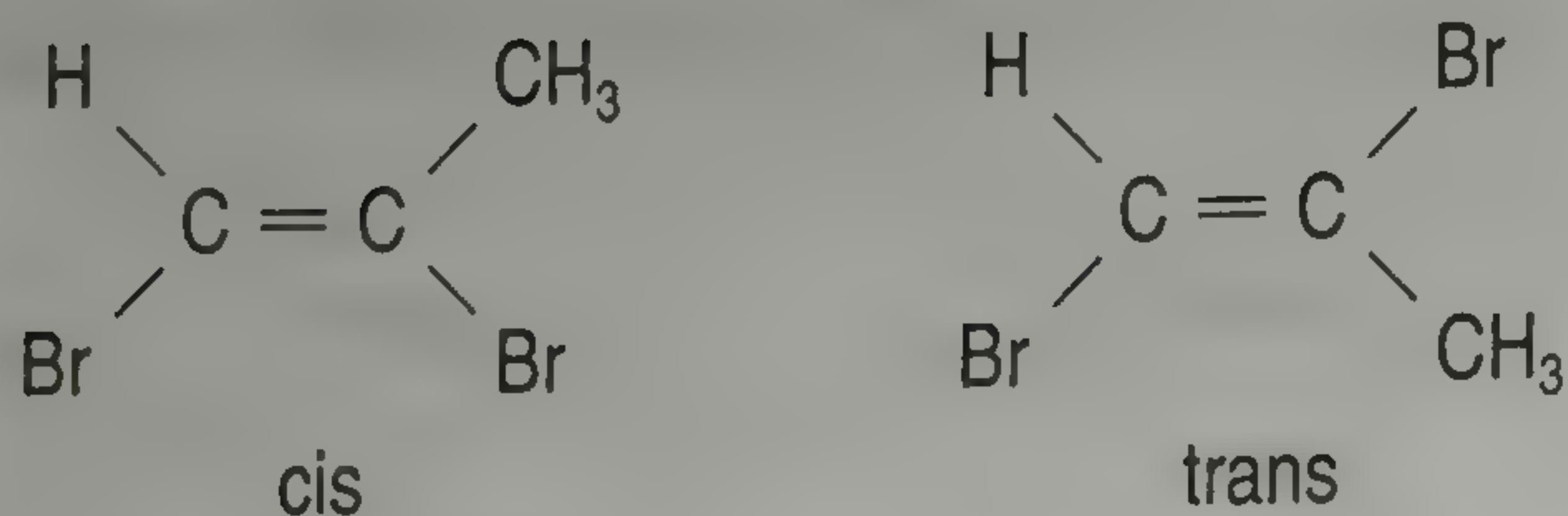
35. Alternativa b.



36. a)



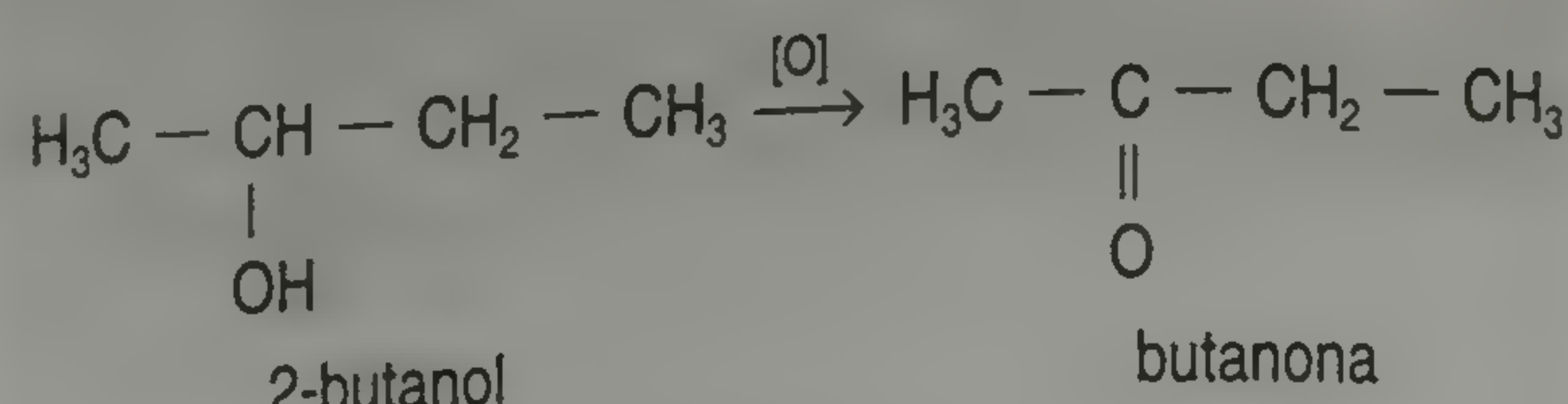
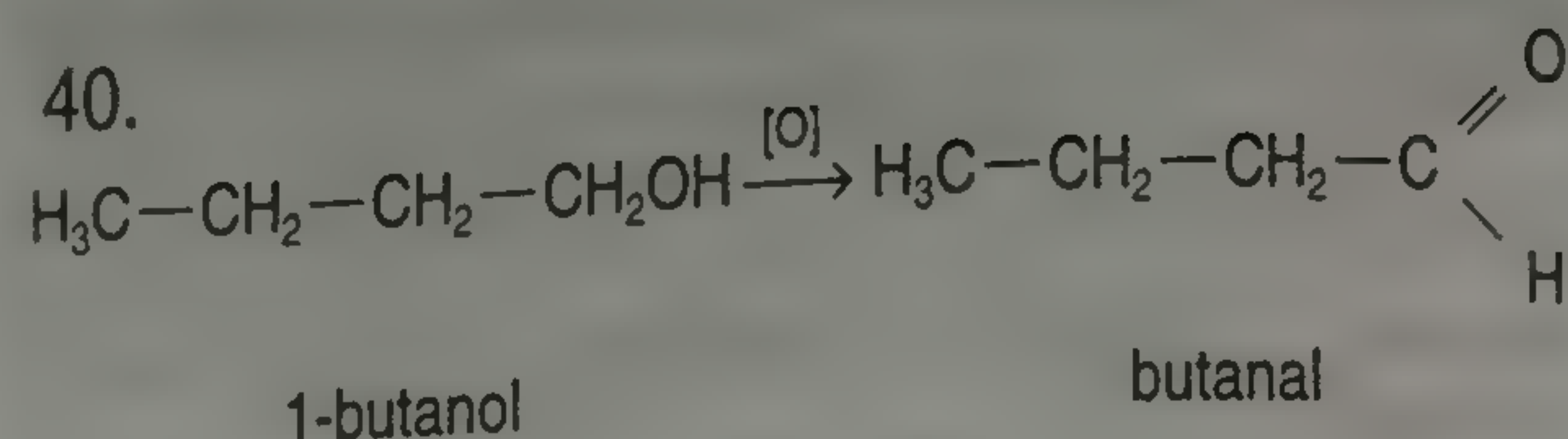
b)



37. Alternativa e.

38. Alternativa b.

39. Alternativa a.



41. Alternativa a.

42. Alternativa b.

43. Alternativa b.

44. Alternativa c.

45. Alternativa a.

46. a) A laranja, assim como o limão, contém ácido cítrico, que inibe a ação da enzima tornando a reação de formação de orto-benzoquinona (cor escura) bem mais lenta.
b) A orto-hidroquinona pertence à função fenol.

29 Compostos orgânicos: fontes naturais e processos de preparação

1. Alternativa b.

2. Destilação fracionada.

3. Alternativa b.

4. Alternativa a.

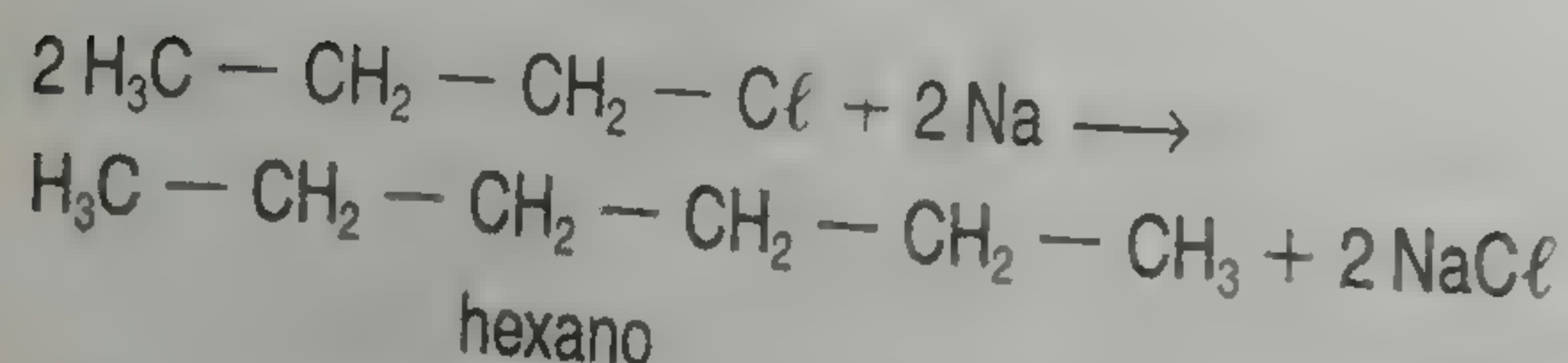
5. Alternativa a.

6. Alternativa d.

7. Alternativa b.

8. Alternativa a.

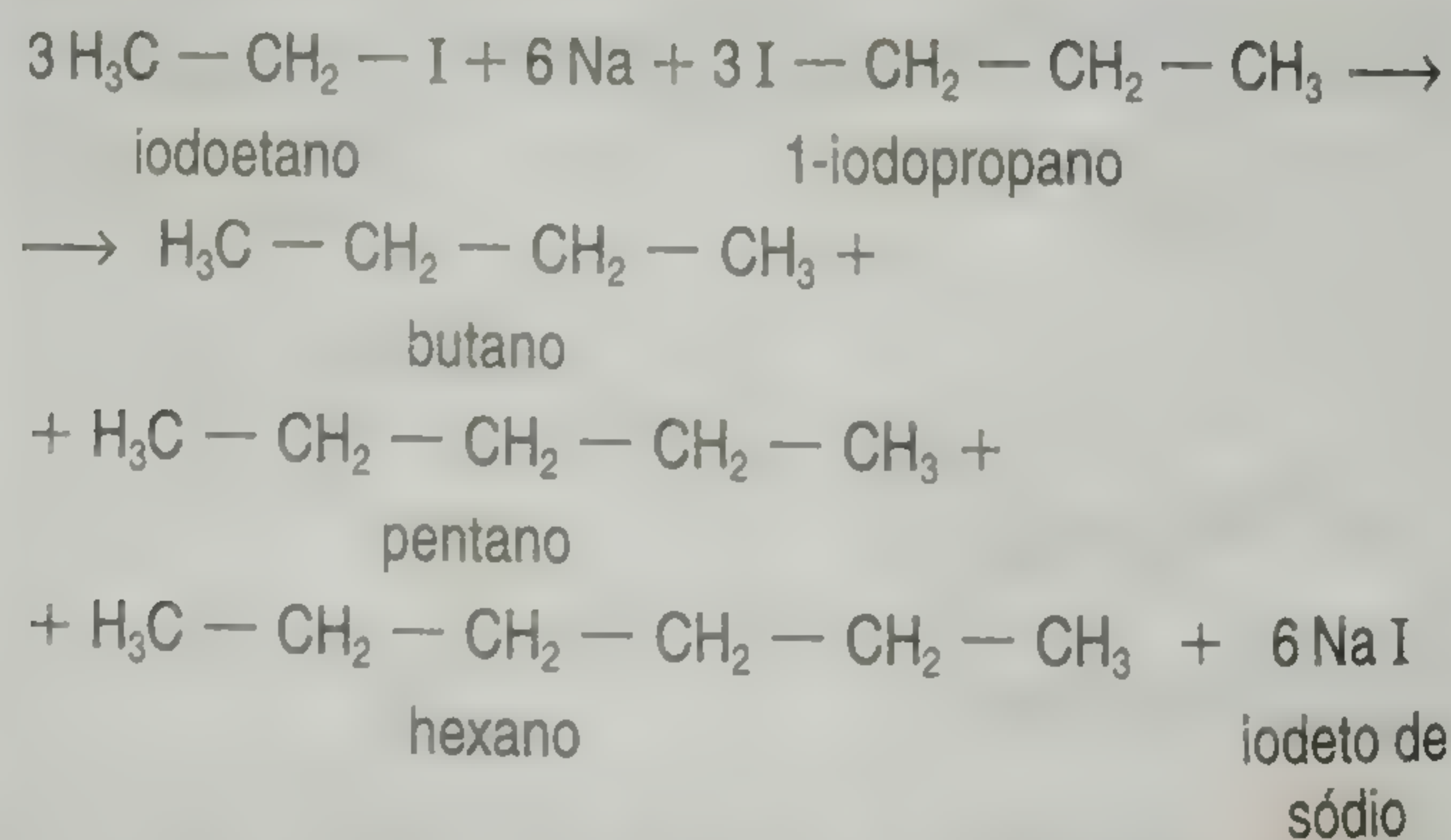
9. $\text{H}_3\text{C} - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{Cl}$
1-cloropropano



10. Alternativa c.

11. Alternativa d.

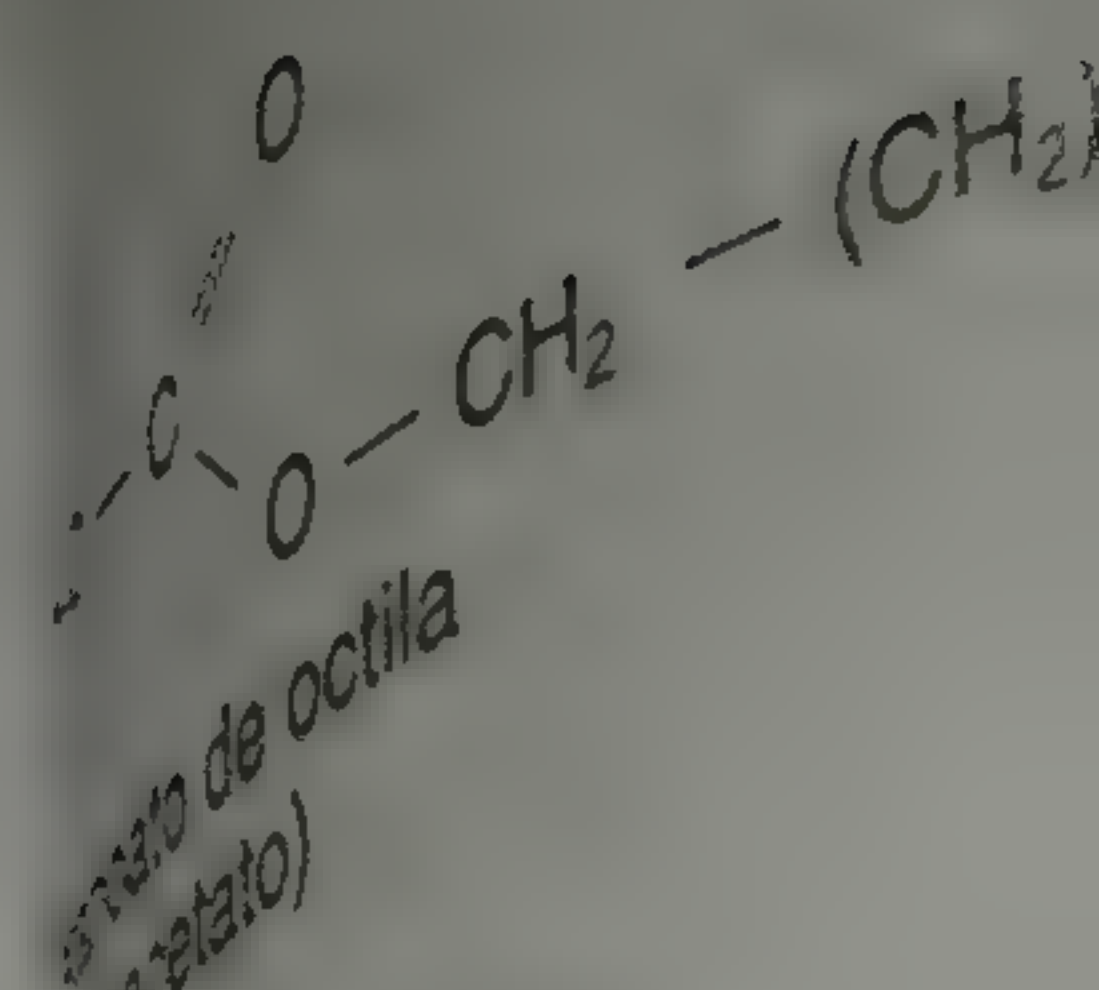
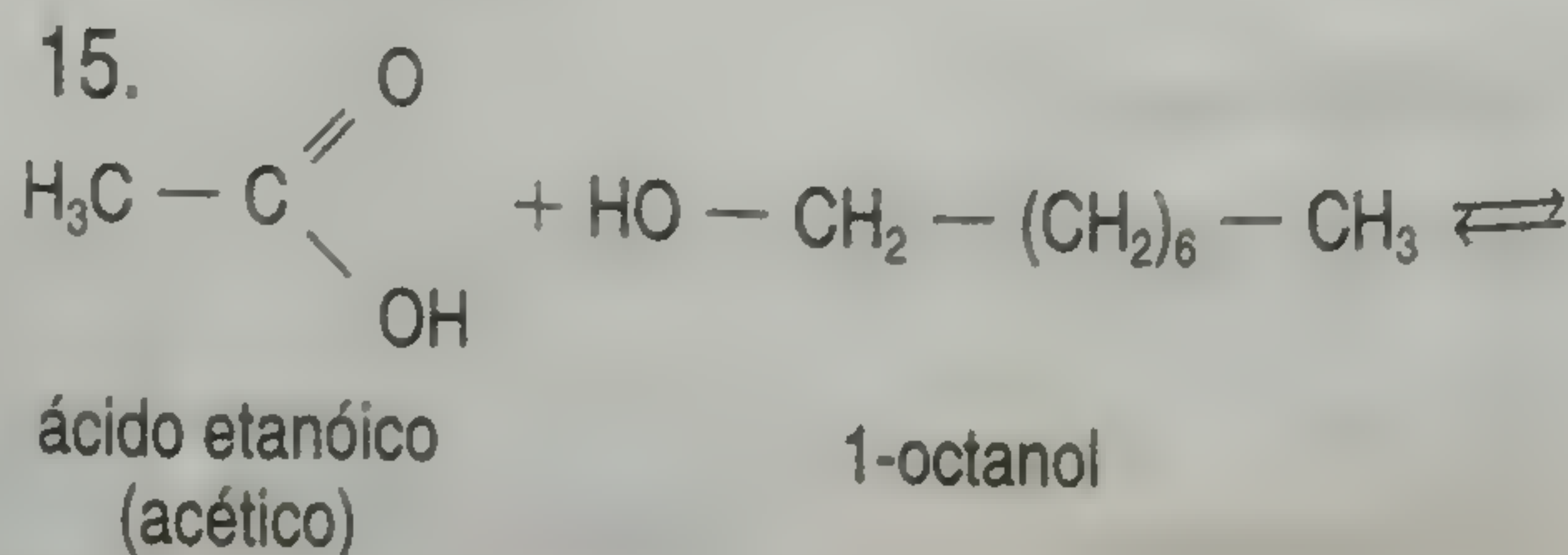
12. a)



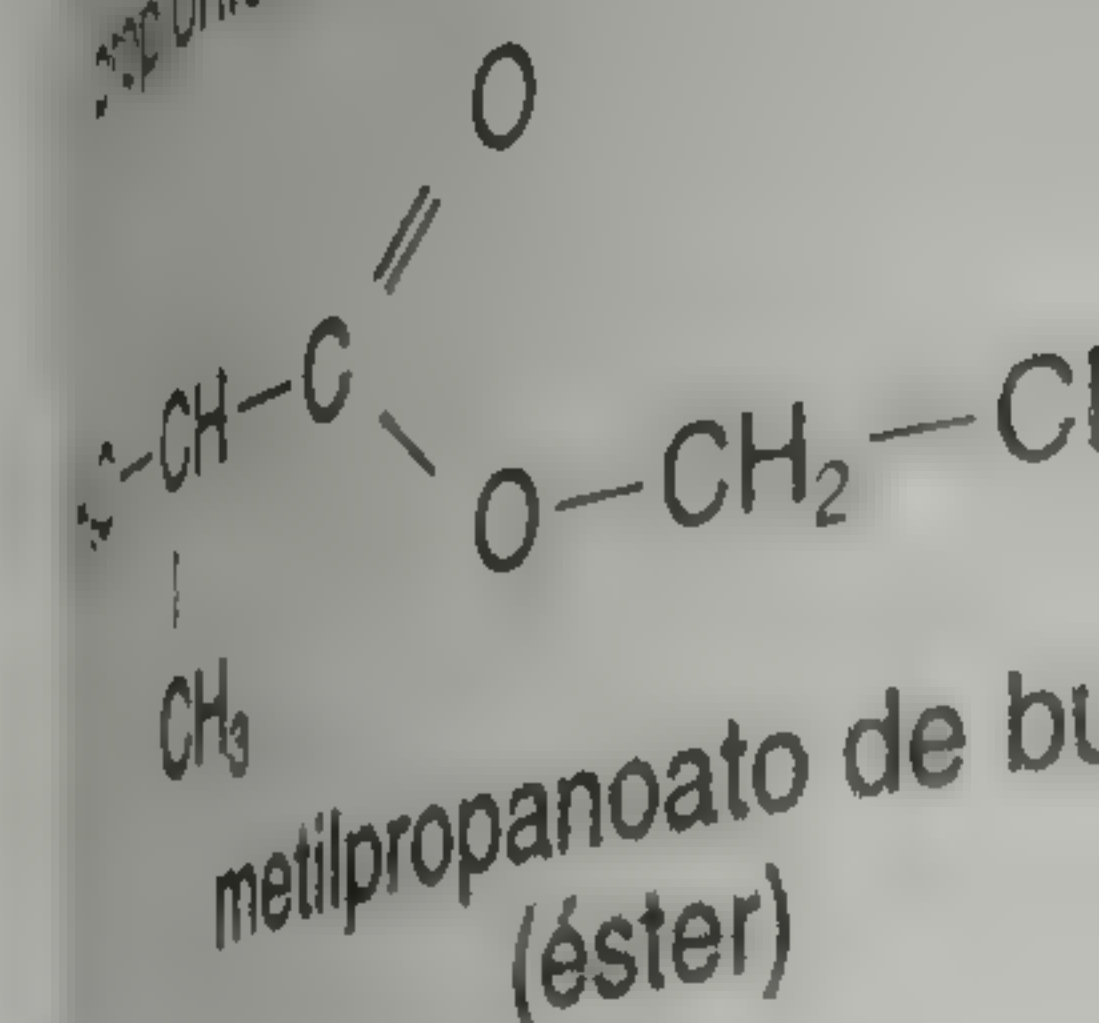
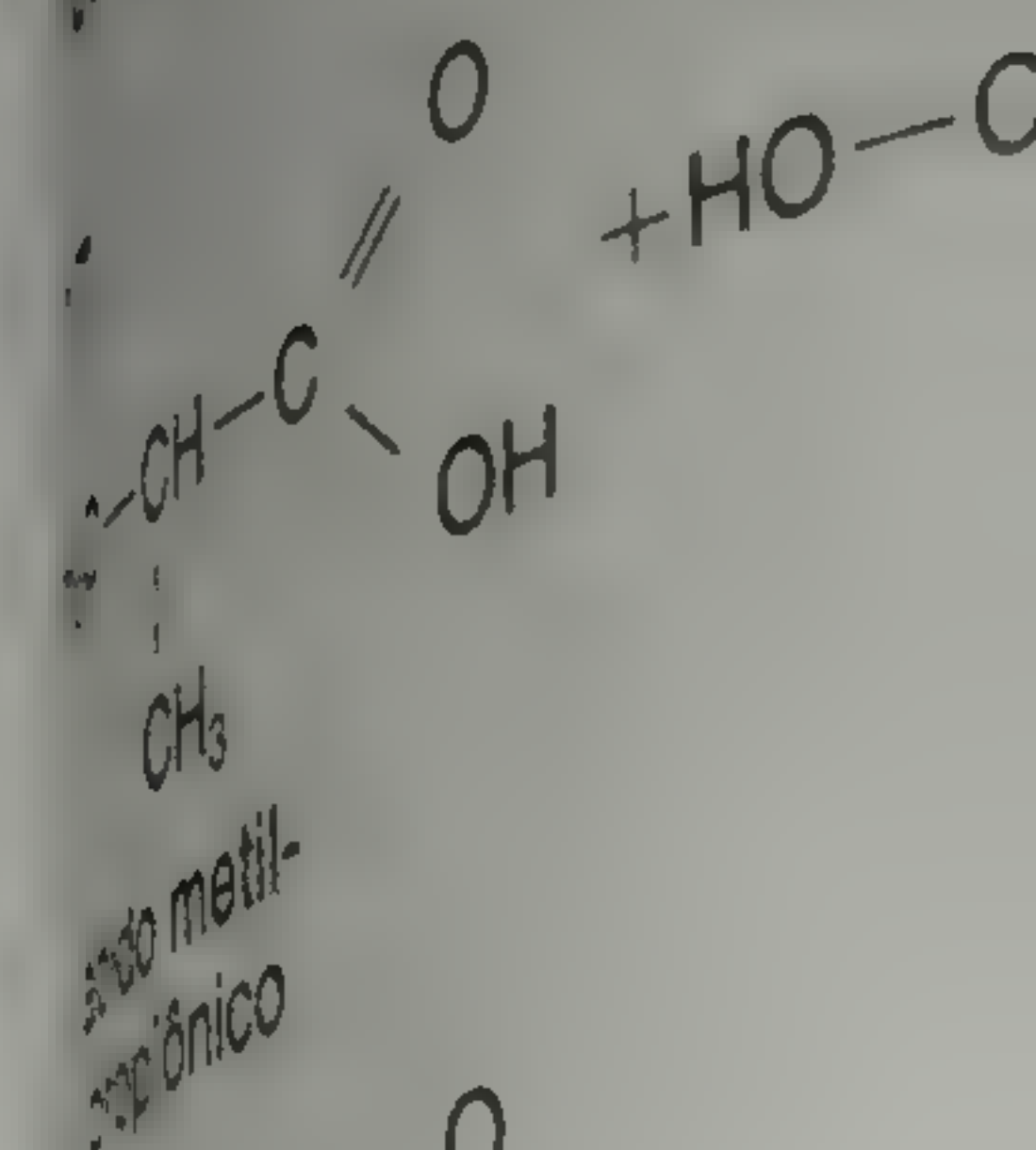
- b) O número de mols de sódio deve ser igual ao número total de mols de haletos de alquila. Há necessidade portanto de 6,5 mols de sódio.

13. Alternativa e.

14. Alternativa c.



16. Alternativa b.



18. Alternativa e.

19. Pelo cracking obtêm-se os compostos c...

20. Alternativa b.

21. Alternativa b.

22. Alternativa e.

23. Alternativa c.

24. Alternativa a.

25. Alternativa d.

30 Compostos orgânicos: fontes naturais e processos de preparação

1. Alternativa c.

2. Alternativa b.

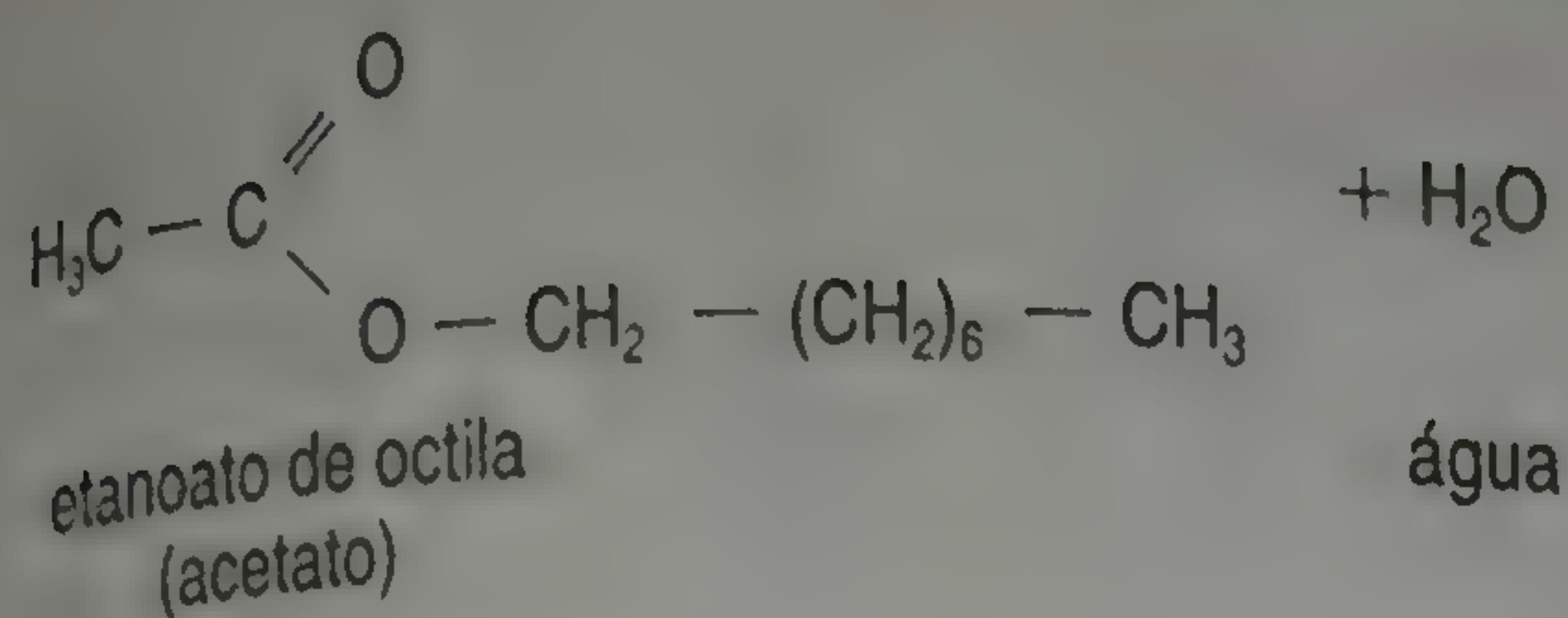
3. Alternativa d.

4. Alternativa e.

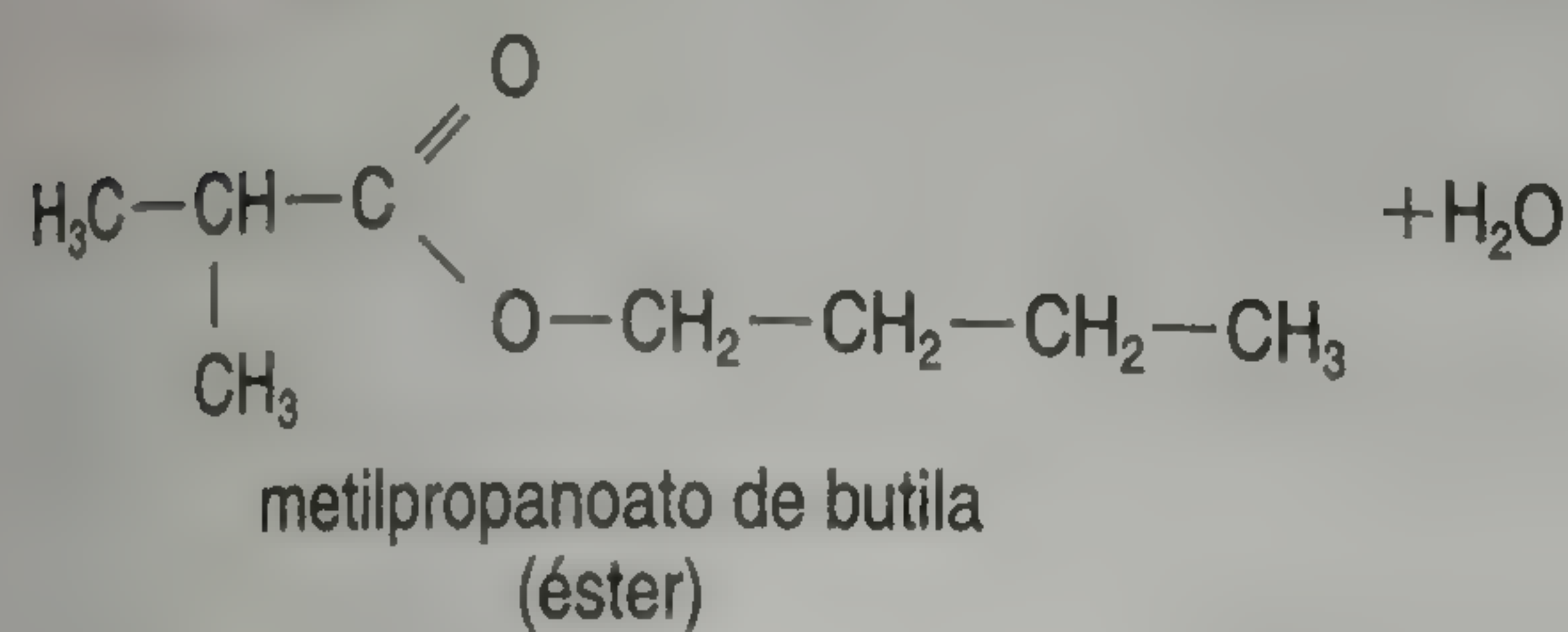
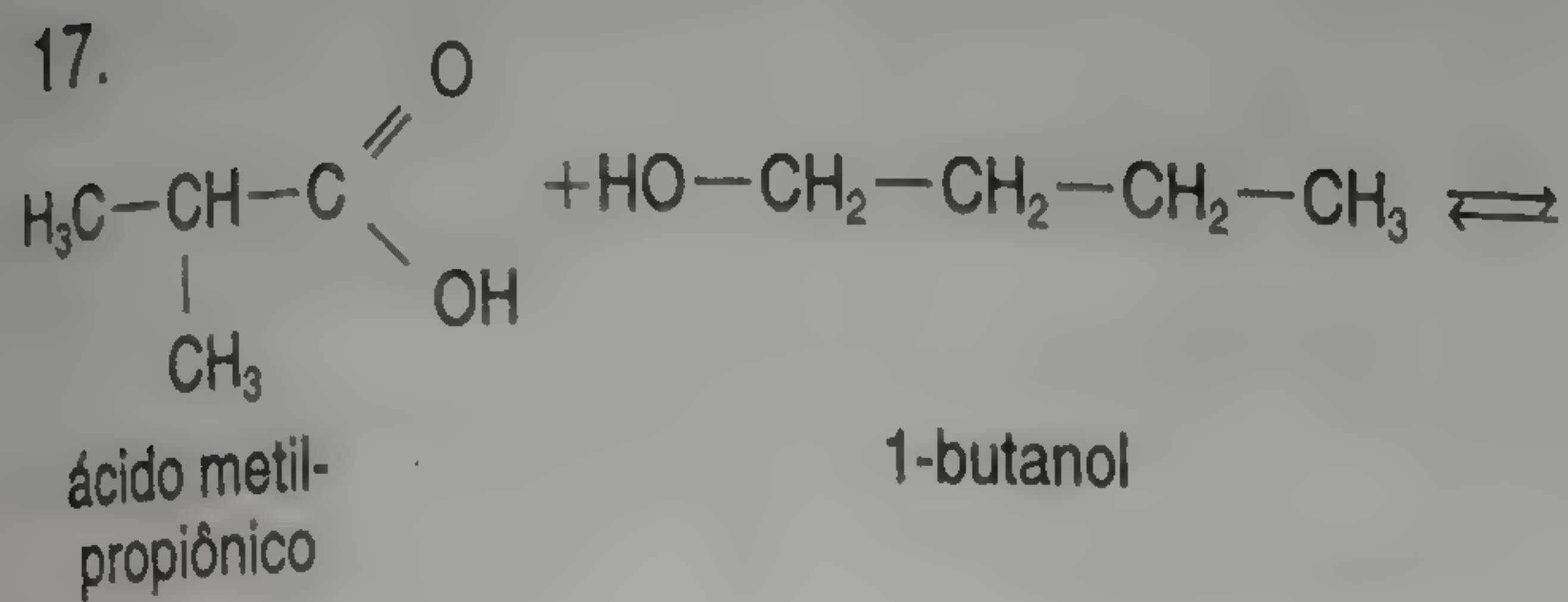
5. Alternativa e.

6. Alternativa e.

RESPOSTAS



16. Alternativa b.



18. Alternativa e.

19. Pelo *cracking* obtém-se cadeias menores do que os compostos de origem.

20. Alternativa b.

21. Alternativa b.

22. Alternativa e.

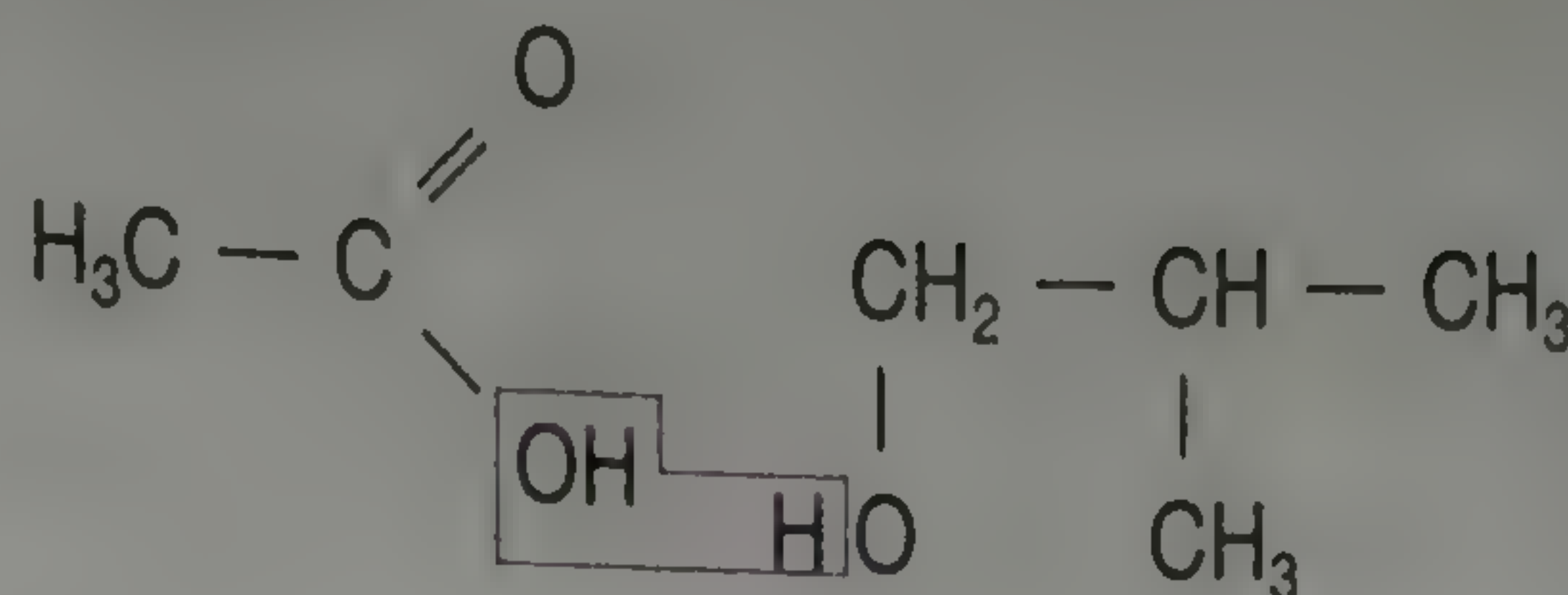
23. Alternativa c.

24. Alternativa a.

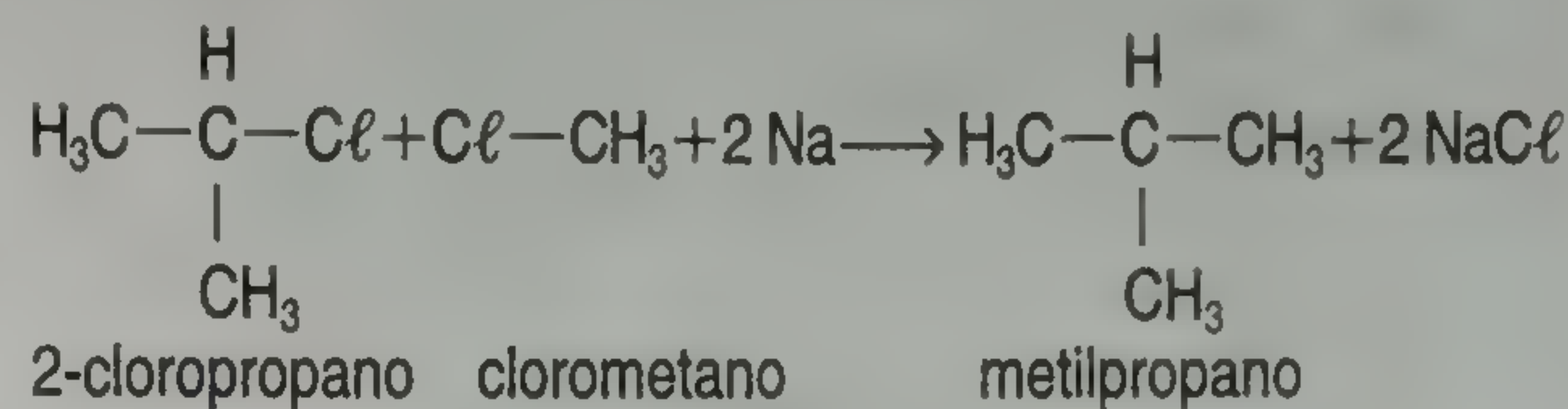
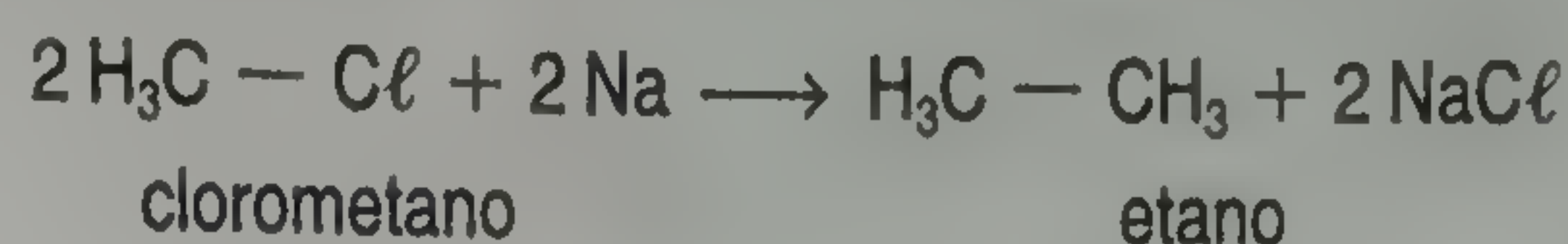
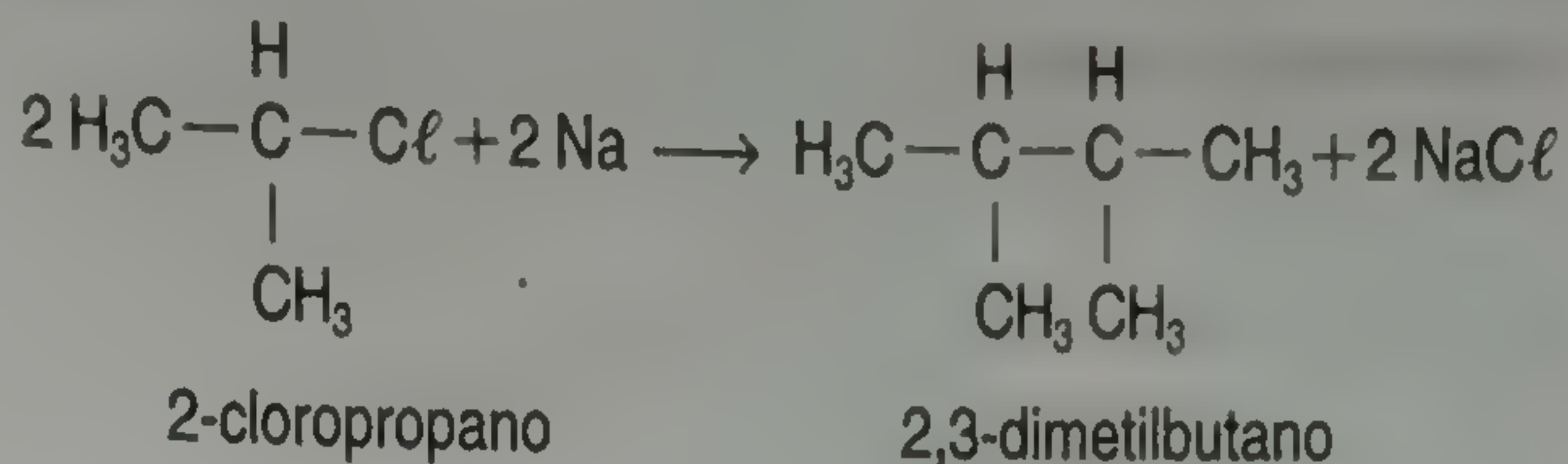
25. Alternativa d.

26. Alternativa d.

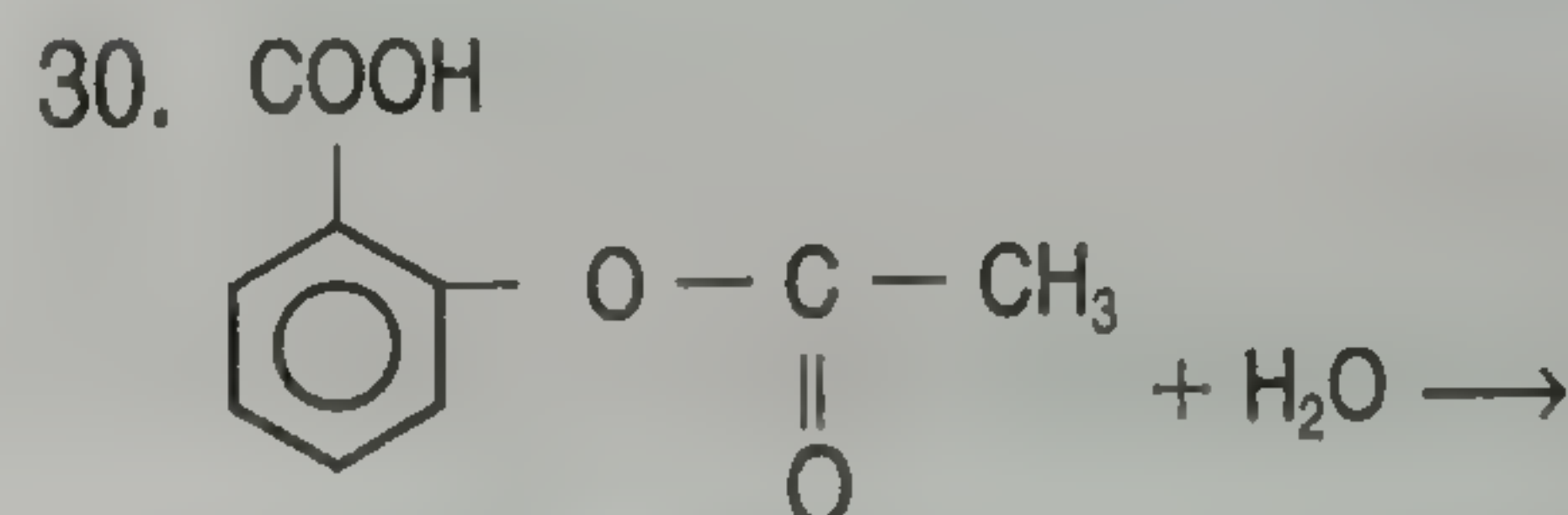
27.



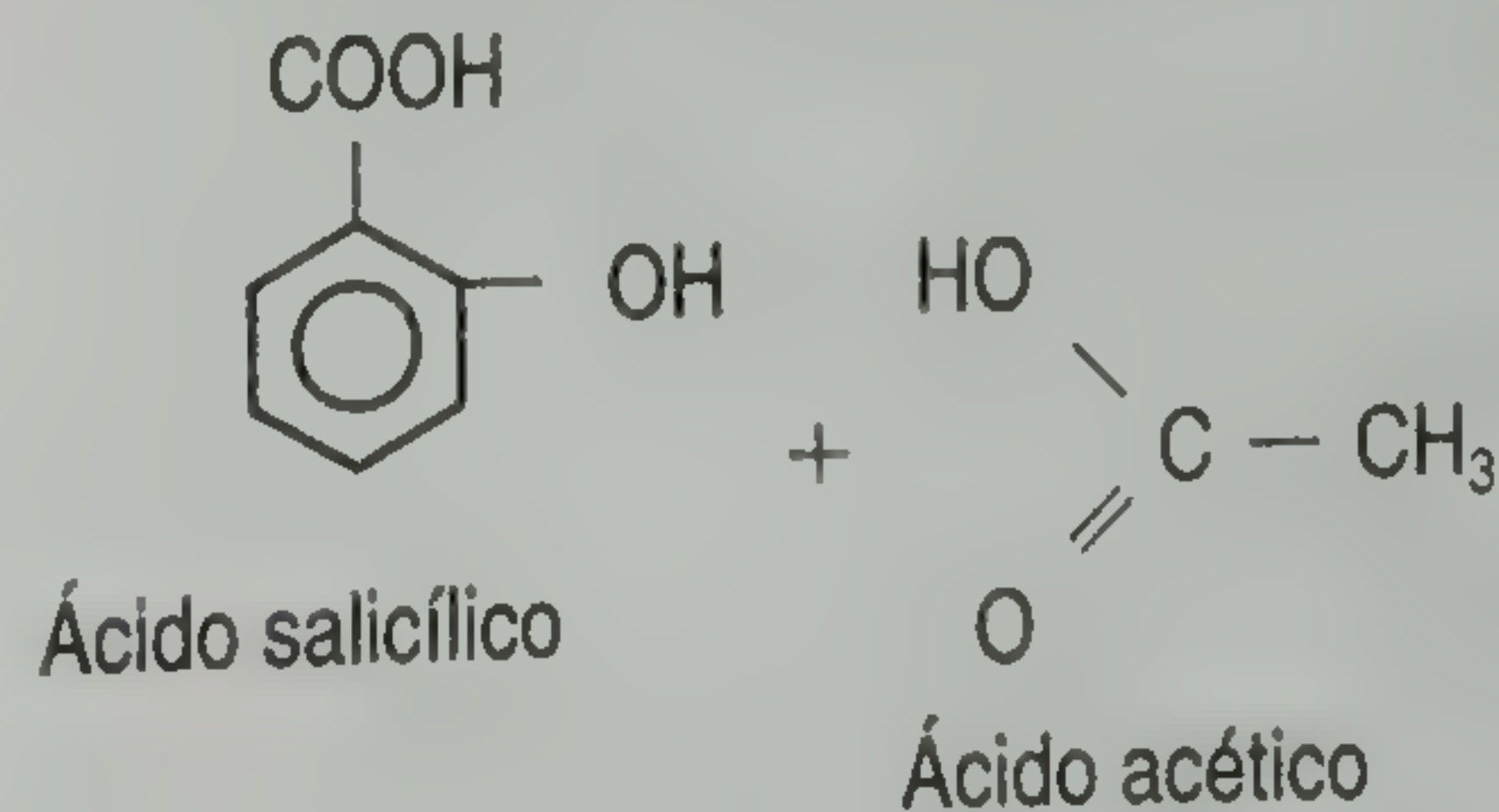
28.



29. Alternativa e.



Ácido acetilsalicílico (AAS)



30

Compostos orgânicos: a importância biológica e a importância industrial

1. Alternativa c.

2. Alternativa b.

3. Alternativa d.

4. Alternativa e.

5. Alternativa e.

6. Alternativa e.

7. Alternativa b.

8. Alternativa c.

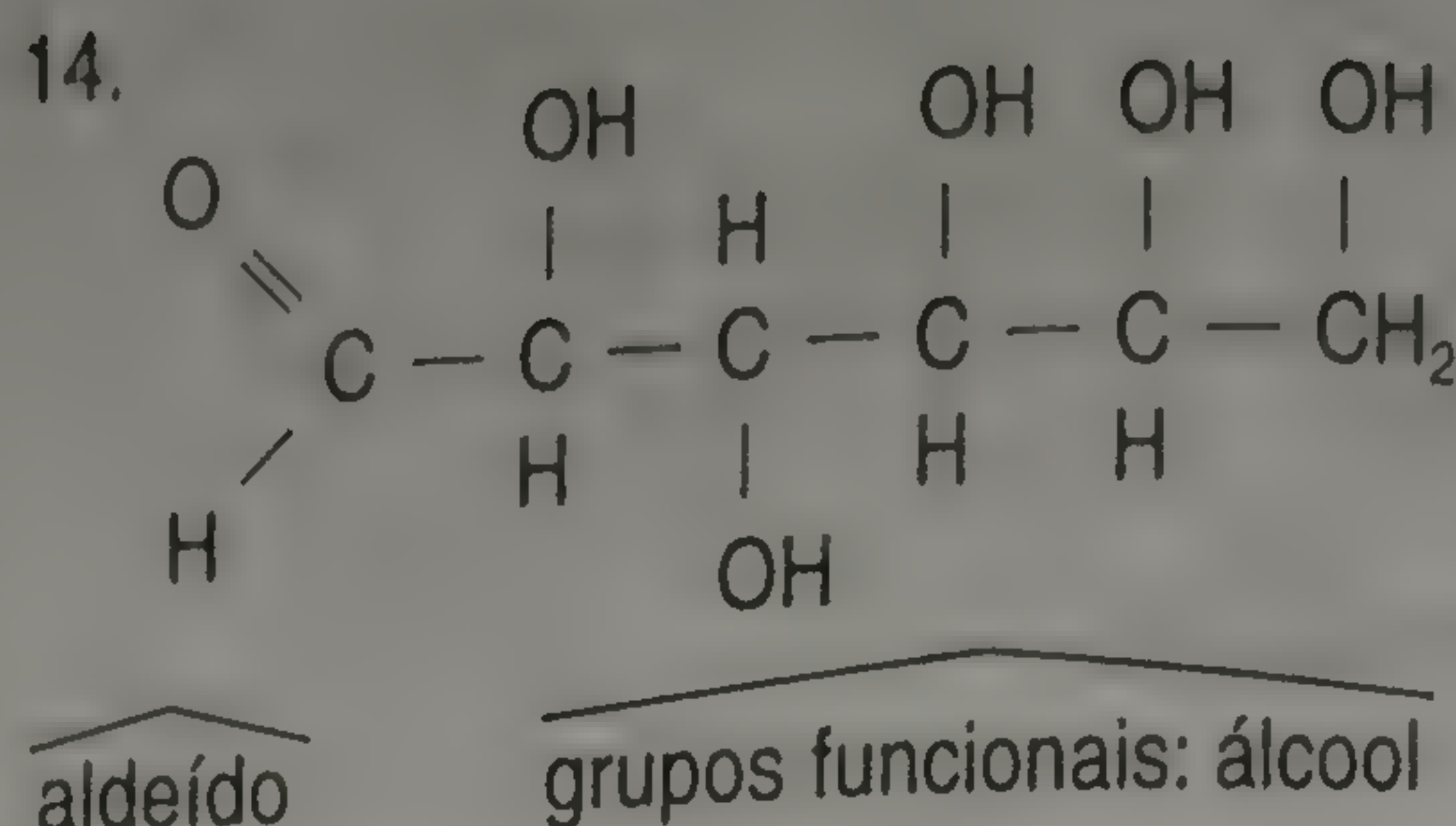
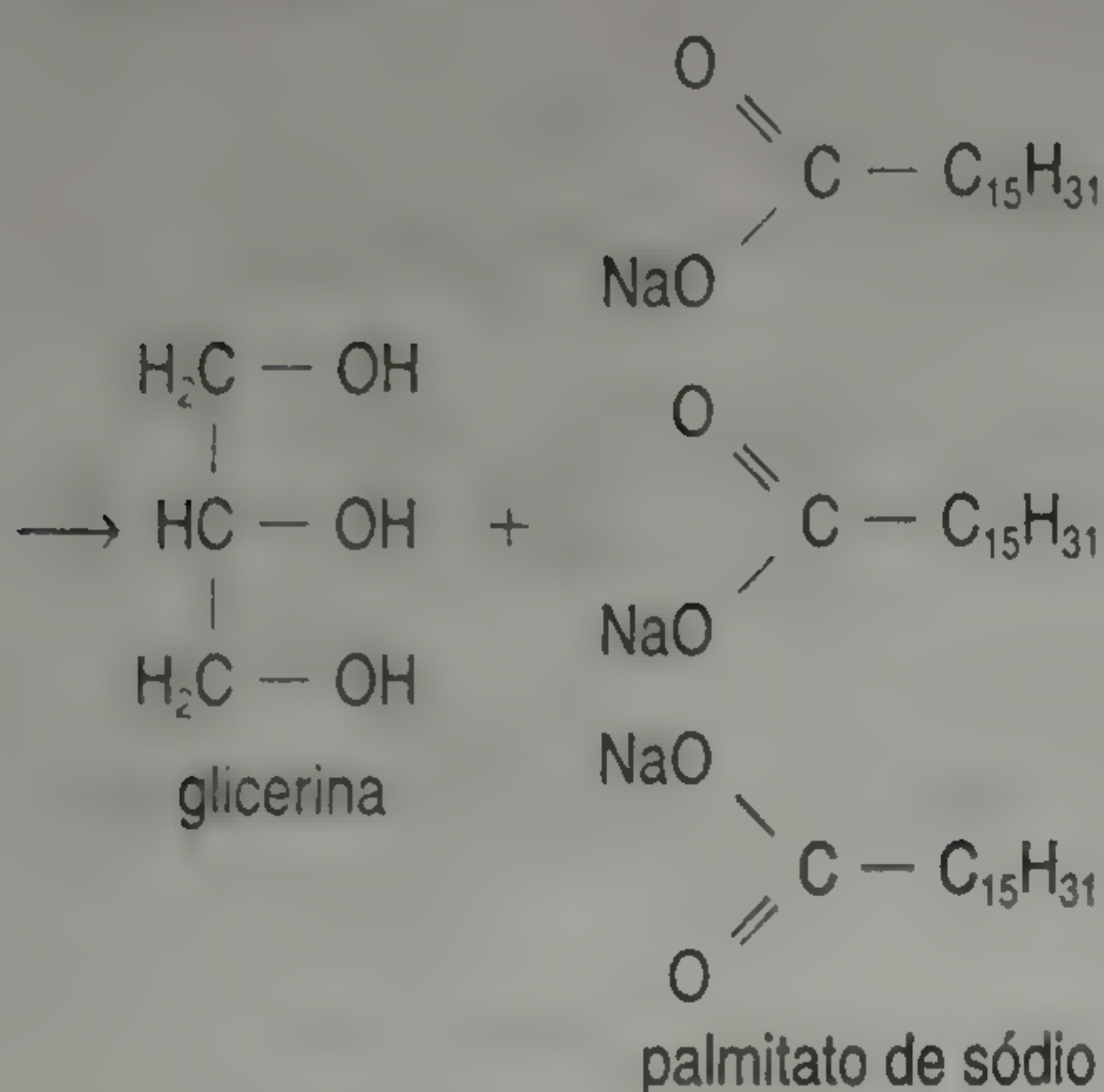
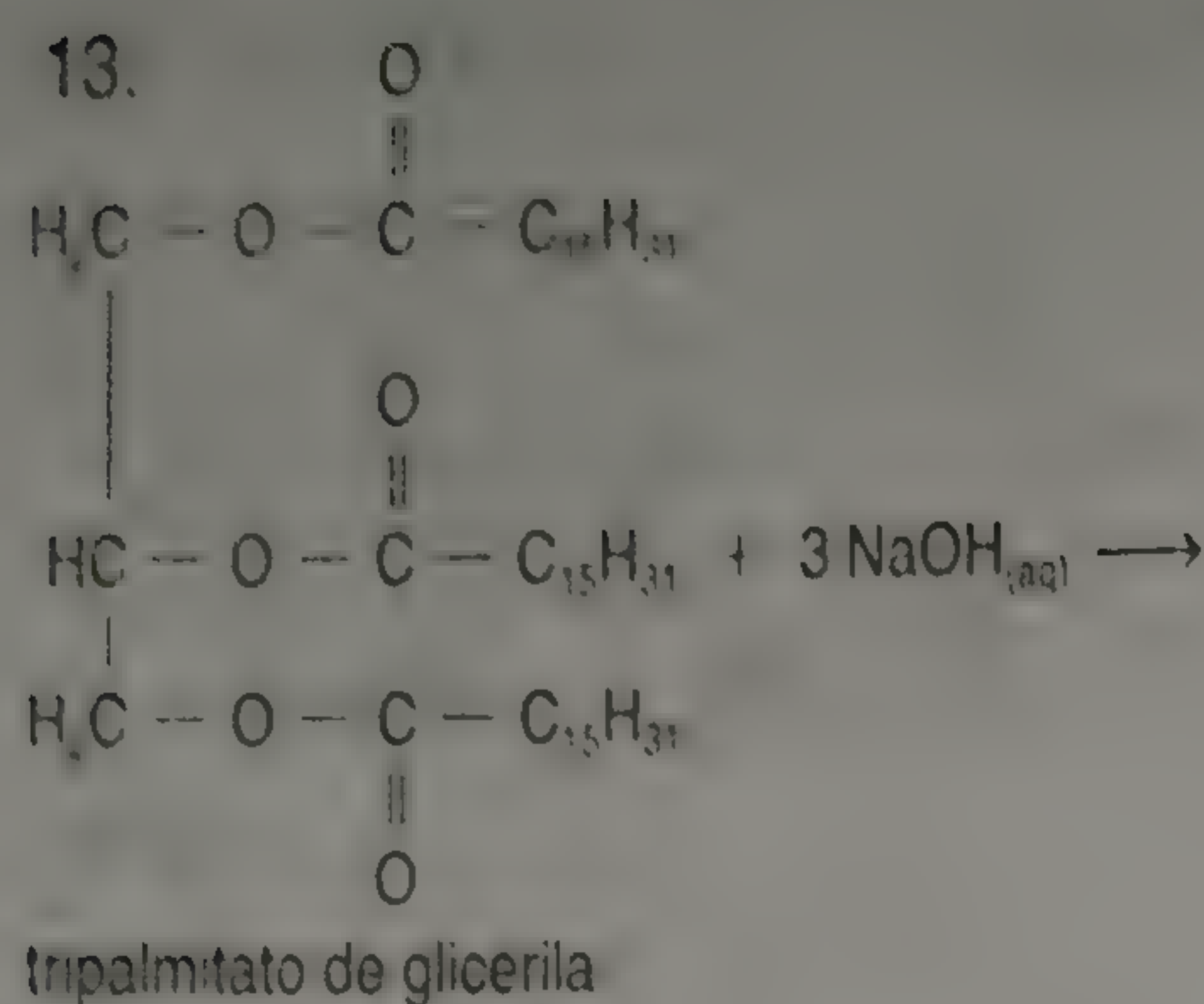
9. 1 - D
2 - A

3 - C
4 - B

10. Alternativa e.

11. Alternativa d.

12. Alternativa a.



15. Alternativa d.
 16. Alternativa b.
 17. Alternativa c.
 18. Alternativa d.
 19. Alternativa a.
 20. Alternativa d.
 21. Alternativa e.

Resolução dos exercícios complementares

1. Alternativa d.
 2. Alternativa b.
 3. Alternativa e.
 4. Alternativa d.
 5. Alternativa a.
 6. Alternativa a.
 7. Alternativa b.
 8. Alternativa e.
 9. Alternativa e.
 10. Alternativa c.
 11. Alternativa b.
 12. Alternativa c.
 13. Alternativa d.
 14. Alternativa e.

15. $\text{SO}_{2(g)} + \text{H}_2\text{O}_{(l)} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_{3(aq)}$ ácido sulfuroso
 $\text{SO}_{3(g)} + \text{H}_2\text{O}_{(l)} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_{4(aq)}$ ácido sulfúrico
 16. Alternativa c.
 17. Alternativa e.
 18. Alternativa a.
 19. Alternativa b.
 20. Alternativa d.
 21. a) $P = 113,8 \text{ kPa}$
 b) $242,4 \text{ g}$
 22. Alternativa c.
 23. Alternativa b.
 24. Alternativa a.
 25. a) ${}^{14}_6\text{C} \rightarrow {}^{-1}_1\beta + {}^{14}_7\text{N}$
 b) $11\,460 \text{ anos}$
 26. Alternativa c.

- Alternativa b.
 3) (5) (1) (2) (4)
 Alternativa c.
 Alternativa b.
 Alternativa d.
 Alternativa b.
 a) $\text{SiO}_{2(s)} + 2 \text{Mg}_{(s)} \rightarrow$
 b) $-292,7 \text{ kJ}$
 Alternativa d.
 Alternativa c.
 Alternativa b.
 Alternativa e.
 A reação:
 $\text{O}_{2(g)} + \infty \text{H}_2\text{O}_{(l)} = \text{O}_2$
 É exotérmica.
 a) O aumento de tempo para a esquerda numa temperatura
 b) O aumento de tempo para a direita. F
 dilheira dos Andes
 solvido.
 Alternativa e.
 Alternativa a.
 a) $K = \frac{[\text{CO}_2]^3}{[\text{CO}]^3}$
 A retirada de ferro
 influência no equi
 a) $\text{HNO}_3 + \text{KOH} \rightarrow$
 c) $\text{pH} = 13$
 Alternativa e.
 Alternativa a.
 Alternativa d.

RESPOSTAS

OS EXERCÍCIOS

537

27. Alternativa b.

28. (3) (5) (1) (2) (4)

29. Alternativa c.

30. Alternativa b.

31. Alternativa d.

32. Alternativa b.

33. a) $\text{SiO}_{2(s)} + 2 \text{Mg}_{(s)} \longrightarrow 2 \text{MgO}_{(s)} + \text{Si}_{(s)}$

b) $-292,7 \text{ kJ}$

34. Alternativa d.

35. Alternativa c.

36. Alternativa b.

37. Alternativa e.

38. A reação:



É exotérmica.

a) O aumento de temperatura desloca o equilíbrio para a esquerda. Portanto há mais $\text{O}_{2(aq)}$ numa temperatura mais baixa (10°C).

b) O aumento de pressão desloca o equilíbrio para a direita. Portanto na base na cordilheira dos Andes a água tem mais O_2 dissolvido.

39. Alternativa e.

40. Alternativa a.

41. a) $K = \frac{[\text{CO}_2]^3}{[\text{CO}]^3}$

b) A retirada de ferro metálico não tem influência no equilíbrio.

42. a) $\text{HNO}_3 + \text{KOH} \longrightarrow \text{KNO}_3 + \text{H}_2\text{O}$

b) $\text{pH} = 13$

43. Alternativa e.

44. Alternativa a.

45. Alternativa d.

46. Alternativa c.

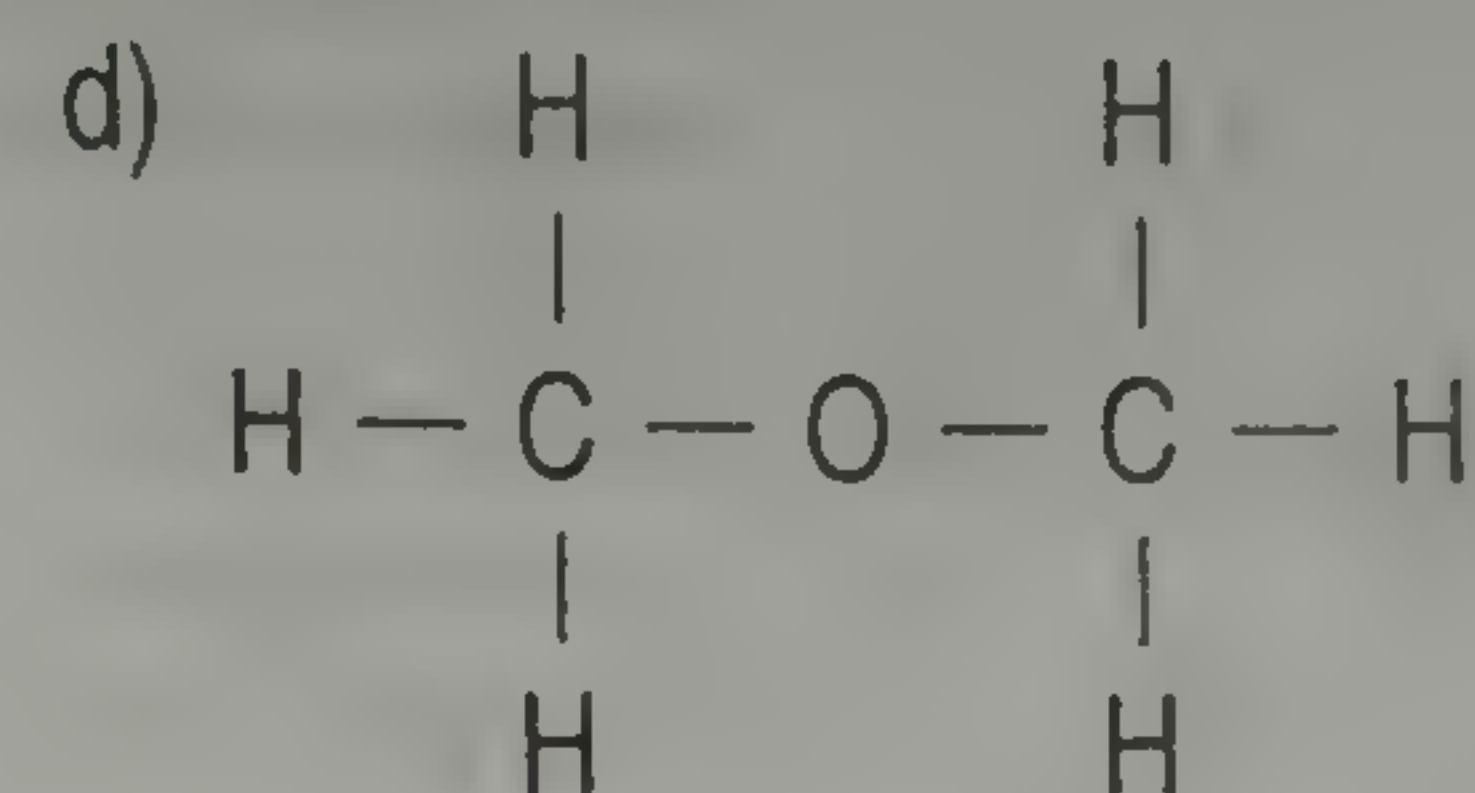
47. Alternativa b.

48. Alternativa b.

49. a) O_2

b) N_2
78%

c) Carbono.



50. Alternativa d.

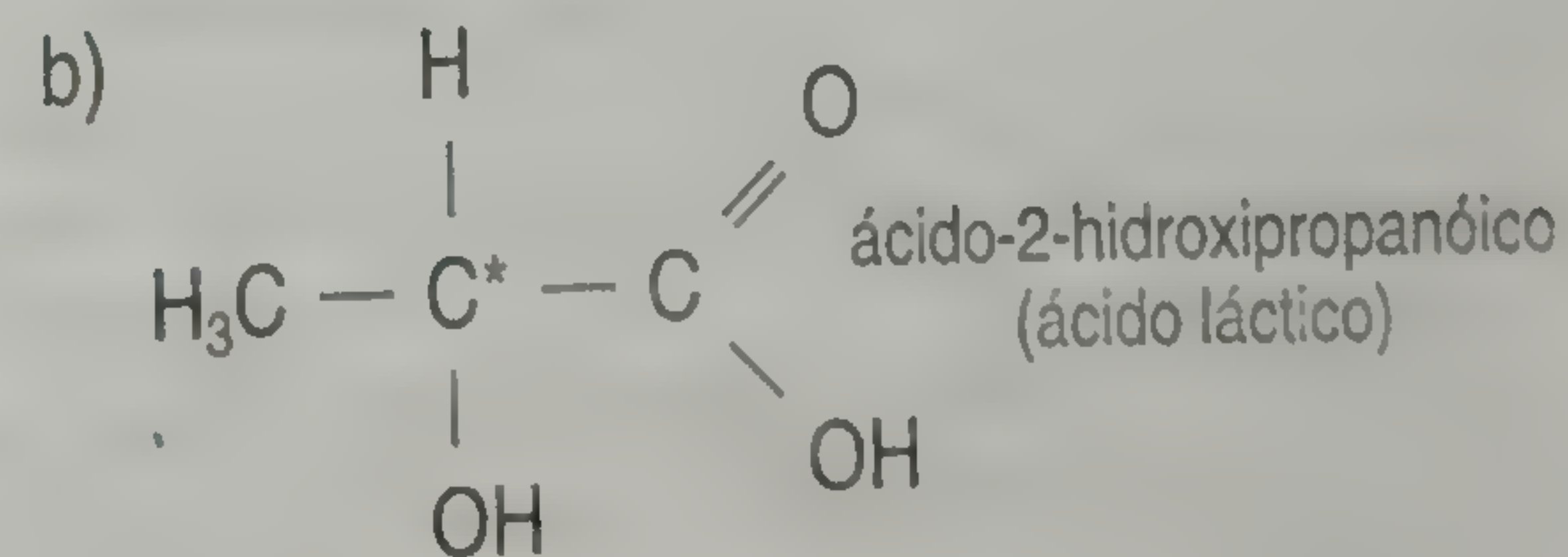
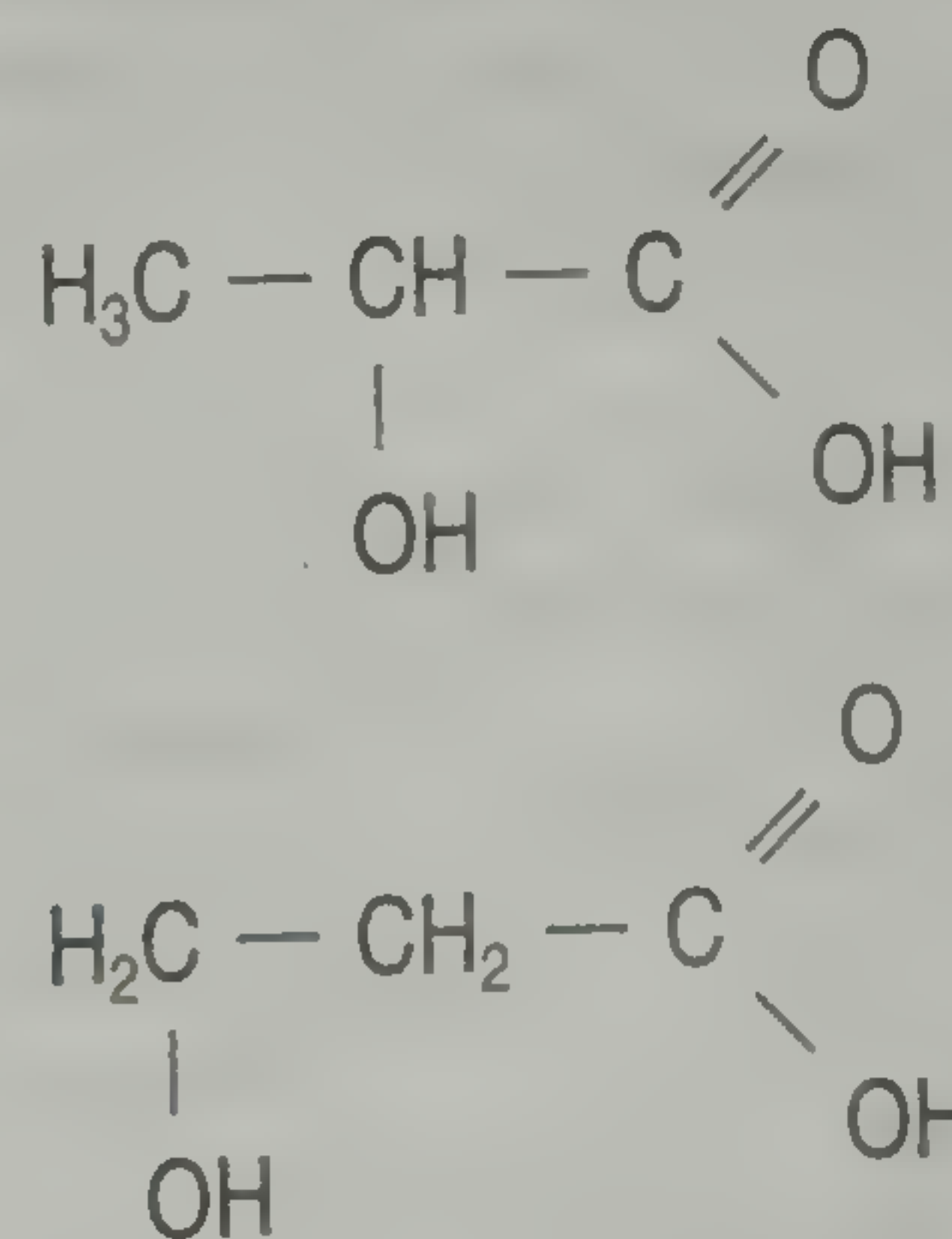
51. Alternativa c.

52. Alternativa b.

53. Alternativa a.

54. Alternativa d.

55. a)



56. a) aldeído
álcool

b) 2, 3, 4, 5

57. Alternativa c.

58. Alternativa e.

59. Alternativa d.

A

Ácido, 97, 98, 99, 101, 102, 104, 109, 111, 112, 113, 117, 118, 208, 211, 235, 251, 261, 262, 266, 269, 271, 272, 430, 431
carboxílico, 349, 351, 382, 386, 395, 396, 412, 430, 431, 432, 439, 440, 451, 460, 472
graxo, 472
Afinidade eletrônica, 67
Alcadieno, 344, 346
Alcano, 344, 346, 370, 374, 421, 453, 458
Alceno, 344, 346, 373, 425, 431, 434, 435, 436
Alcino, 344, 346, 373, 426, 431, 435, 440
Álcool, 20, 32, 34, 90, 157, 201, 220, 277, 327, 343, 348, 349, 350, 366, 377, 378, 393, 395, 396, 412, 426, 432, 434, 435, 437, 438, 439, 440, 451, 474
Aldeído, 348, 350, 377, 378, 395, 396, 427, 431, 432, 433, 437, 438, 451
Alotropia, 24
Amida, 354, 386
Amina, 354, 386
Aminoácido, 465, 467, 468
Anidrido, 117, 118
Anidrido de ácido carboxílico, 349, 351, 382, 384
Ânion, 68, 76, 99, 100, 102, 105, 109, 110
Ânodo, 300, 301, 303, 306, 312, 314, 315
Antípoda óptico, 401
Arrhenius, 98, 105
Atomicidade, 26
Átomo, 17, 22, 23, 24, 26, 37, 38, 40, 42, 43, 44, 45, 46, 48, 52, 53, 65, 66, 67, 69, 75, 81, 82, 84, 85, 145, 146, 147, 148, 150, 151
Avogadro, 38, 165 (*ver também* Número de Avogadro)

B

Balanceamento, 90, 281, 285
Base, 105, 106, 107, 108, 109, 111, 112, 117, 118, 211, 235, 261, 262, 266, 269, 271, 272, 312, 474
Bateria, 19, 201, 293, 306
Bayer, 430
Berzelius, 326
Böhr, 41, 42, 49
Bomba atômica, 142
Boyle, 161

C

Cadeia
alifática, 329
aromática, 331

INDICE REMISSIVO

carbônica, 328, 458
cíclica, 330
heterogênea, 331
homogênea, 331
insaturada, 330, 366
mista, 330
normal, 329, 330, 366, 474
principal, 329, 367, 370, 373, 377
ramificada, 329, 366, 367
saturada, 330, 366
Calcogênio, 63
Calefação, 21
Calor
de combustão, 234
de dissolução, 234
de formação, 232
de ligação, 235
de neutralização, 235
de reação, 230
Camada eletrônica, 42
Caráter
ametálico, 72
metálico, 69, 72
Carboidrato, 466
Carbono
assimétrico, 400, 401, 402, 403, 404
primário, 329, 420
quaternário, 329
saturado, 348
secundário, 329, 420
terciário, 329, 420
Catalisador, 126, 127, 128, 243, 251, 252, 327, 419, 422
Catálise, 251
Cátion, 68, 76, 85, 98, 106, 107, 108, 109, 110
Cátodo, 300, 301, 303, 306, 312, 314, 315
Centrifugação, 33
Cetona, 348, 351, 377, 378, 422, 427, 430, 431, 432, 437, 438
Chadwick, 40
Charles, 162, 163, 164
Ciclano, 345, 374, 421, 428
Cinética química, 243
Clapeyron, 167, 168, 170, 259
Classificação periódica, 57, 58, 59 (*ver também* Mendeleev)
Coeficiente de solubilidade, 203
Colóide, 193, 194, 195, 196, 198, 199
Combustão, 89, 157, 194, 234
Complexo ativado, 244, 245, 251
Composto de Grignard, 357, 389, 438
organometálico, 388
Concentração, 201, 202, 204, 205, 213, 215, 225, 246, 248, 249, 257, 263, 264, 265, 266, 268, 294, 303, 318
comum, 205, 214
molal, 209, 223
molar, 210, 215, 223, 246, 249, 250, 263
normal, 211, 214, 215

Constante

- criométrica (K_c), 223
- de dissociação (K_d), 262
- de equilíbrio (K_e), 256, 257, 258, 261, 273
- de ionização (K_i), 261
- ebuliométrica (K_e), 223
- tonométrica (K_t), 223

Criometria, 221, 222

Cristalização, 32

Curie, Marie, 134

Curie, Pierre, 134

D

Dalton, 38, 170, 173

De Broglie, 49

Decantação, 33

Demócrito, 37, 38

Densidade, 28, 29, 33, 65, 70, 72, 168, 169, 205, 206

Deslocamento de equilíbrios, 264

Destilação, 32, 452, 453, 454, 455
fracionada, 34, 452

Detergente, 124, 409, 473, 474

Dextrógiro, 401, 403 (*ver também* isomeria óptica)

Diagrama

de energia, 231

de fases, 220

Diálise, 198

Diluição, 213, 214, 235

Dissociação, 109, 225

Distribuição eletrônica, 47, 48, 49, 53, 60, 61

E

540

Ebuliometria, 221, 222

Efeito

coligativo, 219, 221, 225

do íon comum, 266

Tyndall, 196

Eletroafinidade, 67, 68

Eletrodiálise, 198

Eletrodo, 300, 301, 302, 312

Eletroforese, 197

Eletrólise, 93, 128, 311, 312, 313, 314, 315, 316, 318

Elétron, 22, 37, 38, 40, 42, 43, 44, 47, 48, 49, 50, 51, 52, 60, 61, 62, 66, 67, 68, 69, 70, 76, 77, 81, 84, 85, 134, 142, 277, 280, 281, 282, 284, 285, 286, 287, 288, 293, 294, 296, 300, 301, 302, 318

Eletronegatividade, 64, 65, 69, 70, 84, 85

Eletropositividade, 65, 69, 70, 72, 85

Enantiomorfos, 401

Energia

cinética, 17, 159

de ativação, 244, 250, 251, 252, 419

de ionização, 64, 65, 66, 67, 72

elétrica, 17, 19, 293, 311, 312

mecânica, 19

nuclear, 11, 45, 133

química, 19

térmica, 311

solar, 142

Entalpia, 230, 231, 232, 234, 235, 238, 239, 245

de combustão, 234

de dissolução, 234

de formação, 232, 233, 238

de ligação, 235

de neutralização, 235

de reação, 231, 233, 238

Enzima, 251, 419, 454, 468

Equilíbrio

iônico, 262, 266, 301

químico, 255, 256, 257, 259, 261, 262, 264

Equivalente-grama, 211, 212, 235

Estequiometria, 183, 318

Éster, 349, 351, 382, 383, 395, 396, 460, 472

Esterificação, 419

Éter, 220, 348, 350, 380, 393, 395, 396, 412, 413, 451

F

Família, 61, 76

Fenol, 348, 350, 378, 381, 395, 396, 439, 440

Fenômeno

físico, 20

químico, 20

Fermi, 141

Filtração, 33

Fissão nuclear, 141

Força-vital, 326

Fórmula

centesimal, 177, 179

eletrônica, 81, 82, 83, 99, 101

estrutural, 81, 82, 83, 99, 101, 328, 394, 402

molecular, 81, 82, 99, 393, 411, 413

percentual, 177, 178

Fotólise, 93, 311

Fração molar, 208

Friedel-Crafts, 422, 459

Função inorgânica, 97, 123

Fusão

fracionada, 32, 34

nuclear, 141, 142

G

Galvanoplastia, 126, 127, 311, 316

Gás nobre, 59, 60, 63, 66, 70, 76, 77

38, 162, 163, 165
326, 465
326, 409, 460, 465
de dissociação, 108
de equilíbrio, 103, 225,
de ionização, 103, 225,
39, 61, 62, 63, 68, 69
também família)
Bosh, 128
de ácido, 356, 422
de acila, 382, 384
de alquila, 356, 388, 4
gênio, 63, 100
Becquerel, 134
238, 239
ação, 334, 336, 337
sp, 337
sp, 336
sp, 334
carboneto, 344, 346, 3
387, 388, 389, 412
aromático, 345, 346, 3
litolise, 271, 426, 458, 4
perônico, 219, 224
perônico, 219, 224
ind. 52
ind. 251
58, 76, 79, 101, 106, 2
312, 314, 315, 318
ação, 98, 99, 261, 26
ind. 44, 45
tema, 393, 394, 397, 3
is-trans, 397
de cadeia, 394
de compensação, 395
de posição, 394
espacial, 397
funcional, 395
geométrica, 397
química, 400, 401
plana, 394
ind. 225
ind. 44, 46
ind. 44, 136, 142, 14
ind. 59, 145, 365

ÍNDICE REMISSIVO

L

- Lavoisier, 57, 173, 174
Le Chatelier, 264
Lei
da Conservação das Massas, 174
da diluição de Ostwald, 263
de Ação das Massas, 249, 257
de Guldberg-Waage, 249
de Soddy, 134
de Soddy - Fajans - Russel, 135
Lei ponderal, 173, 174, 184
Leucipo, 37, 38
Levigação, 33
Levógiro, 401, 403 (*ver também* isomeria óptica)
Ligação
covalente, 81, 84, 420
covalente apolar, 410
covalente comum, 81
covalente dativa, 82
iônica, 76, 85
metálica, 85
peptídica, 468
pi, 336, 337, 422, 424, 425, 426, 430
química, 75
sigma, 336, 337, 424, 430
Linus Pauling, 48, 84
Lipídio, 326, 465, 472 (*ver também* gordura, óleo)
Liquefação fracionada, 32
Luz polarizada, 400, 401, 402, 403

M

- Mariotte, 161
Markovnikov, 425, 426
Massa atômica, 57, 58, 146, 147, 148, 150
Massa molar, 147, 148, 150, 151, 152, 169, 177, 178, 409, 411
Massa molecular, 150, 151, 178
Meia-vida, 137, 138
Mendeleev, 57, 59
Metal, 25, 57, 59, 60, 70, 71, 75, 76, 85, 86, 106, 115, 120, 277, 296, 300, 302, 311, 316, 317, 318, 388
alcalino, 63, 108, 314
alcalino-terroso, 63, 108, 314
Metameria, 395
Método científico, 12
Mistura
azeotrópica, 34, 454
eutética, 34
heterogênea, 32, 33, 193, 194
homogênea, 32, 193, 201
racêmica, 402, 403

- Gay-Lussac, 38, 162, 163, 164, 173, 179
Glicídio, 326, 465
Gordura, 326, 409, 460, 465, 470, 472, 474
Grau

- de dissociação, 108
de equilíbrio, 259
de ionização, 103, 225, 263, 268
Grupo, 59, 61, 62, 63, 68, 69, 70, 71, 77, 108, 117
(*ver também* família)

H

- Haber-Bosh, 128
Haletos
de ácido, 356, 422
de acila, 382, 384
de alquila, 356, 388, 422
Halogênio, 63, 100
Heisenberg, 49
Henri Becquerel, 134
Hess, 238, 239
Hibridação, 334, 336, 337
sp, 337
sp², 336
sp³, 334

- Hidrocarboneto, 344, 346, 354, 368, 370, 375, 381, 386, 387, 388, 389, 412, 421, 430, 452, 453, 458
aromático, 345, 346, 369, 375
Hidrólise, 271, 426, 458, 460, 467, 472
Hipertônico, 219, 224
Hipotônico, 219, 224
Hund, 52

I

- Inibidor, 251
Íon, 68, 76, 79, 101, 106, 279, 289, 296, 300, 302, 303, 312, 314, 315, 318
Ionização, 98, 99, 261, 266
Isóbaros, 44, 45
Isomeria, 393, 394, 397, 398
cis-trans, 397
de cadeia, 394
de compensação, 395
de posição, 394
espacial, 397
funcional, 395
geométrica, 397
óptica, 400, 401
plana, 394
Isotônico, 225
Isótono, 44, 46
Isótopo, 44, 136, 142, 143, 146
IUPAC, 59, 145, 365

Molalidade, 209
Molalidade (ver concentração molar)
Monômero, 441

N

Não-metal, 57, 59, 60, 69, 76, 81, 115, 117, 120
Nêutron, 22, 37, 40, 43, 44, 134, 141
Nitrilas, 355, 386
Nitrocompostos, 355
Nível de energia, 47, 50, 61
Normalidade, 211, 212
Nox (ver número de oxidação)
Número
 atômico, 22, 44, 45, 58, 64, 65, 70, 71, 76,
 134, 135, 140, 142
 de Avogadro, 151, 152
 de equivalentes-grama, 212, 213, 215
 de massa, 44, 45, 134, 135
 de oxidação, 278, 280
 quântico magnético, 50
 quântico principal, 50
 quântico secundário, 50
 quântico spin, 51

O

Óleo, 32, 105, 128, 452, 470, 472, 474
Orbital, 49, 50, 51, 52, 53, 333, 334, 335, 336,
 337, 338
Osmose, 219, 224
Ostwald, 127
Oxidação, 277, 280, 282, 284, 286, 287, 294, 296,
 300, 301, 303, 312, 315, 318, 430, 431, 432,
 470, 471
Oxidante, 280, 286, 419, 430
Óxido, 97, 114, 115, 116, 118
 ácido, 116, 117
 anfótero, 116, 118
 básico, 116, 117
 duplo, 116, 118
 misto, 118
 neutro, 116, 118
Oxirredução, 277, 278, 280, 281, 284, 286, 288,
 293, 294, 300, 302, 306

P

Parte por milhão (ppm), 205
Partícula
 α , 40, 134
 β , 134, 135
Pauli, 52

Peneiração, 33
Período, 58, 61, 62, 65, 67, 68, 69, 70, 71
 de semidesintegração, 137
Petróleo, 21, 126, 409, 451, 452, 453, 455
pH, 106, 268, 269, 271, 272, 468, 471
Pilha, 19, 293, 300, 301, 302, 303, 305, 306
Pirólise, 93, 311
Plástico, 126, 325, 346, 350, 365, 442, 444, 453
pOH, 268, 269
Polaridade, 84, 85, 410
Polímero, 441, 442, 443, 467
Ponte de hidrogênio, 412, 413
Ponte salina, 300, 302

Ponto
 de ebulição / PE, 28, 29, 34, 65, 71, 72, 79,
 86, 87, 103, 117, 219, 327, 409, 410, 411
 de fusão / PF, 28, 29, 34, 65, 71, 72, 79, 86, 87,
 117, 327, 403, 409, 410, 411, 468

Pressão
 de vapor, 220, 222
 máxima de vapor, 220, 221, 222
 osmótica, 221, 224, 225

Produto
 de solubilidade, 272, 273
 iônico da água, 268

Propriedade
 aperiódica, 64
 coligativa, 219
 específica, 28, 29
 física, 28, 59, 64, 65, 393, 402, 409, 410, 420
 funcional, 28, 99, 105, 112, 116
 geral, 28
 organolética, 28
 periódica, 64
 química, 28, 45, 393

Proteína, 197, 325, 465, 467, 468
Próton, 22, 37, 38, 40, 43, 44, 134
Proust, 173, 174, 177

R

Radiação γ , 39, 134, 140
Radiatividade, 38, 133, 134, 140, 142
Raio

 atômico, 64, 67, 69, 72
 iônico, 68

Reação
 de adição, 424, 437, 438
 de análise, 93
 de combustão, 429
 de decomposição, 92, 93, 311
 de deslocamento, 92, 120
 de dupla troca, 92, 94, 112
 de eliminação, 434
 de halogenação, 420, 421, 422, 423
 de neutralização, 106, 111
 de nitratação, 420, 421, 422, 423

polimerização, 441
troca, 92, 93
síntese, 92, 232
substituição, 420
sulfonação, 420, 421
sulfonante, 257
termodinâmica, 229, 231, 232
termodinâmica, 229, 231, 232
280, 282, 284, 286
303, 312, 315, 318
280, 286
38, 39, 40, 41,

5
105, 124, 128, 255
97, 109, 110, 111,
211, 266, 271, 312
ácido carboxílico,
hidratado, 112
specificação, 460, 474
eff, 435
metal, 59, 60 (ver ta
separação magnética, 33
homóloga, 410
sistema, 20, 32

aberto, 20
fechado, 20, 174
homogêneo, 108
isolado, 20
sistema Internacional de
unidades, 79, 99, 105, 106
205, 208, 209, 210, 211
222, 223, 224, 225
302, 303, 306, 311

concentrada, 202
diluída, 202
eletrolítica, 201
insaturada, 202, 203
padrão, 214, 215, 216
problema, 214, 215
saturada, 202, 301
supersaturada, 203

temperatura, 269
201, 202, 204,
214, 216, 219, 221, 222
solvente, 87, 201, 202,
21, 222, 223, 224,
412, 453, 468
Kammerfeld, 42, 49
soliminação, 20, 21, 87
nível de energia, 47
substância

composta, 23, 24,
iônica, 76, 77, 78,

ÍNDICE REMISSIVO

de polimerização, 441
de simples troca, 92, 93
de síntese, 92, 232
de substituição, 420
de sulfonação, 420, 421, 422, 423
elementar, 257
endotérmica, 229, 231, 245, 252, 265
exotérmica, 229, 231, 232, 245, 252, 265, 419
Redução, 280, 282, 284, 286, 287, 294, 296, 300,
301, 303, 312, 315, 318, 437, 470
Redutor, 280, 286
Rutherford, 38, 39, 40, 41, 134, 140

S

Sabão, 105, 124, 128, 255, 409, 473, 474
Sal, 32, 97, 109, 110, 111, 112, 113, 118, 120, 134,
202, 211, 266, 271, 312, 389
de ácido carboxílico, 382, 383
hidratado, 112
Saponificação, 460, 474
Saytzeff, 435
Semimetal, 59, 60 (*ver também* metal)
Separação magnética, 33
Série homóloga, 410
Sistema, 20, 32
aberto, 20
fechado, 20, 174
homogêneo, 108
isolado, 20
Sistema Internacional de Unidades (SI), 159
Solução, 79, 99, 105, 106, 193, 196, 202, 203, 204,
205, 208, 209, 210, 211, 212, 213, 214, 215, 219,
221, 222, 223, 224, 225, 263, 268, 269, 271, 294,
300, 302, 303, 306, 313, 314, 315, 433
concentrada, 202
diluída, 202
eletrolítica, 201
insaturada, 202, 203
padrão, 214, 215, 216
problema, 214, 215, 216
saturada, 202, 301
supersaturada, 203
tampão, 269
Solutos, 201, 202, 204, 205, 208, 209, 210, 213,
214, 216, 219, 221, 224, 225, 234
Solvente, 87, 201, 202, 204, 208, 209, 213, 219,
221, 222, 223, 224, 234, 263, 327, 346, 409,
412, 453, 468
Sommerfeld, 42, 49
Sublimação, 20, 21, 87
Subnível de energia, 47
Substância
composta, 23, 24, 93, 94, 278, 279
iônica, 76, 77, 78, 79, 87

metálica, 85, 87
molecular, 81, 87
pura, 24
simples, 23, 24, 64, 65, 70, 71, 75, 93, 278
Superfície de contato, 249

T

Tabela
de ânions, 100, 110
de cátions, 106, 110
periódica, 57, 61, 64, 65, 70, 71, 116
Temperatura
de congelamento, 221, 222
de ebulição, 29, 160, 220, 222
de fusão, 29, 160
de solidificação, 219, 222
Teoria atômico-molecular, 38
Termoquímica, 229
Thomson, 38, 39, 40
Titulação, 215, 216
Título
em massa, 204
em volume, 204
Titulometria, 214
Tonometria, 221, 222
Transformação
isobárica, 162
isocórica, 163
isotérmica, 161
isovolumétrica, 163

U

Ultracentrifugação, 198

V

Van der Waals, 411
Van't Hoff, 225
Vida-média, 138
Vitamina, 325, 465, 470, 471
Volume molar, 165, 166, 184
Volumetria, 214

W

Wöhler, 326
Wurtz, 458

Atividades práticas em laboratório

Orientações para
Normas de segurança
Instrumental básica
Observando o bico
Medindo massa e
Observando e des
Fornecendo energ
Observando algun
substâncias metáli
Sera que a lâmpad
Reações químicas
Obtendo um ácido
Usando inflador
Obtendo óxido de
Preparando amôni
Verificando a Lei
Difusão de gases
Determinando a m
Preparando uma d
Observando a difu
Reconhecendo re
e exotérmicas
Catálise
Observando a inter
Reações de oxida
Construindo uma
Eletrolise
Determinando alg
Reações de compo
Preparando álcool

ÍNDICE

Orientações para trabalhos de laboratório	548
Normas de segurança	549
Instrumental básico	551
Observando o bico de Bunsen	554
Medindo massa e volume	556
Observando e desdobrando misturas	557
Fornecendo energia a algumas substâncias	560
Observando algumas propriedades de substâncias metálicas e não-metálicas	561
Será que a lâmpada acende?	563
Reações químicas	565
Obtendo um ácido	567
Usando indicadores	569
Obtendo óxido básico	570
Preparando amônia	571
Verificando a Lei de Lavoisier	572
Difusão de gases	574
Determinando a acidez do vinagre	575
Preparando uma dispersão coloidal	577
Observando a difusão de líquidos	578
Reconhecendo os processos endotérmicos e exotérmicos	579
Catálise	580
Observando sistemas em equilíbrio	581
Reações de oxirredução	582
Construindo uma pilha eletroquímica	584
Eletrólise	586
Determinando algumas propriedades físicas	588
Reações de compostos orgânicos	589
Preparando álcool etílico	590

Orientações para trabalhos de laboratório

A experimentação no laboratório será desenvolvida por meio de atividades práticas simples que despertem o interesse pela Química e a atitude criativa.

O trabalho experimental exige postura e espaço físico organizado.

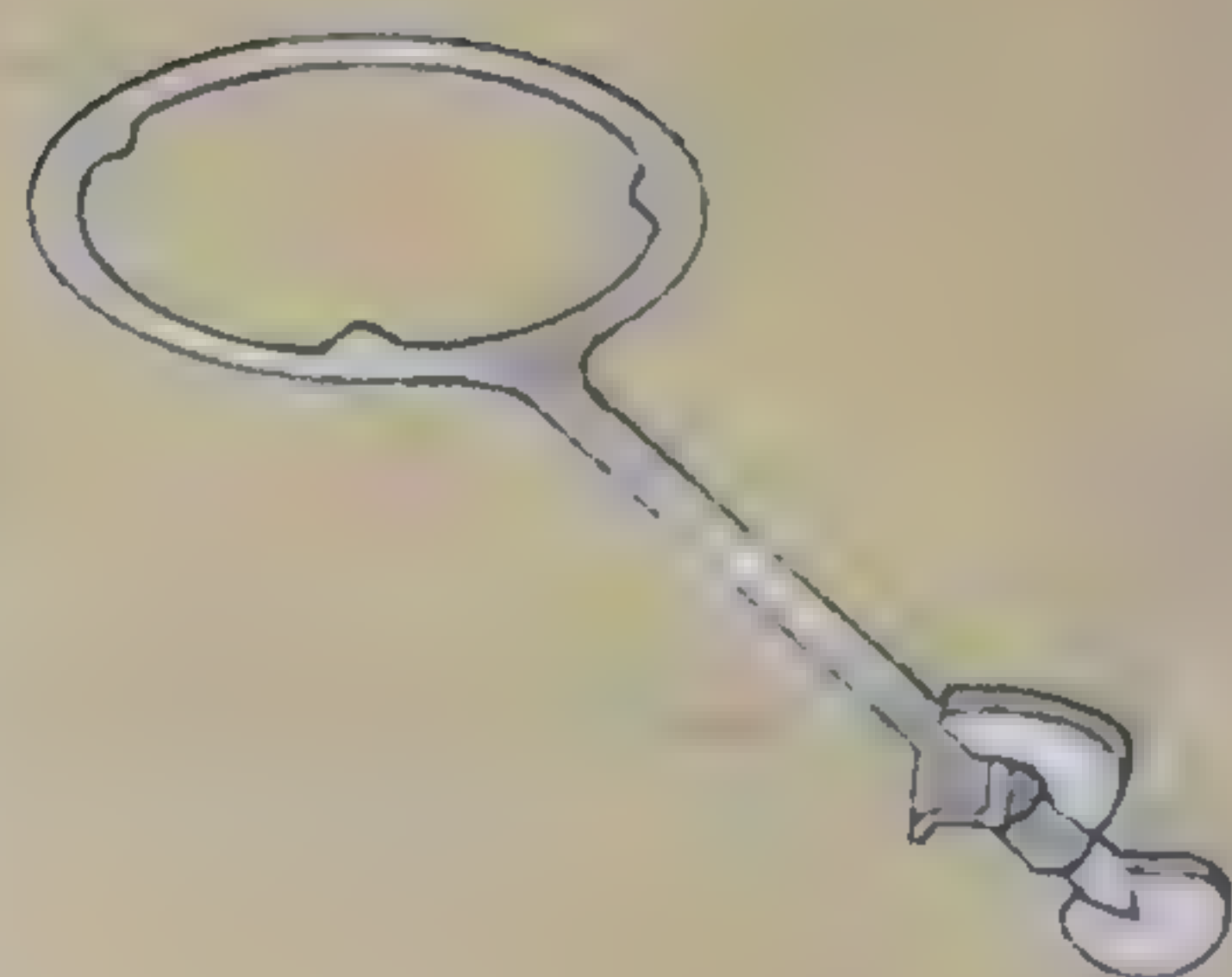
- 1 Trabalhe com ordem e limpeza
- 2 Execute apenas pelo professor
- 3 Leia o roteiro antecedência
- 4 Nunca trabalhe sozinho
- 5 Verifique a validade do incêndio e do gás
- 6 Trabalhe em locais ventilados.
- 7 Use avental e máscara.
- 8 Não deixe fragmentos em locais quentes
- 9 Prenda os cabelos
- 10 Não cheire substâncias.
- 11 Lave o material
- 12 Comunique o professor

NORMAS DE SEGURANÇA

- 1 Trabalhe com seriedade, atenção, ordem e limpeza.
- 2 Execute apenas as atividades indicadas pelo professor.
- 3 Leia o roteiro a ser seguido com antecedência.
- 4 Nunca trabalhe sozinho.
- 5 Verifique a localização dos extintores de incêndio e dos chuveiros.
- 6 Trabalhe em locais bem iluminados e ventilados.
- 7 Use avental e, quando necessário, luvas e máscara.
- 8 Não deixe frascos de reagentes abertos ou em locais que possam causar problemas.
- 9 Prenda os cabelos.
- 10 Não cheire e não prove nenhuma substância.
- 11 Lave o material usado e deixe-o em ordem.
- 12 Comunique qualquer acidente ao professor.

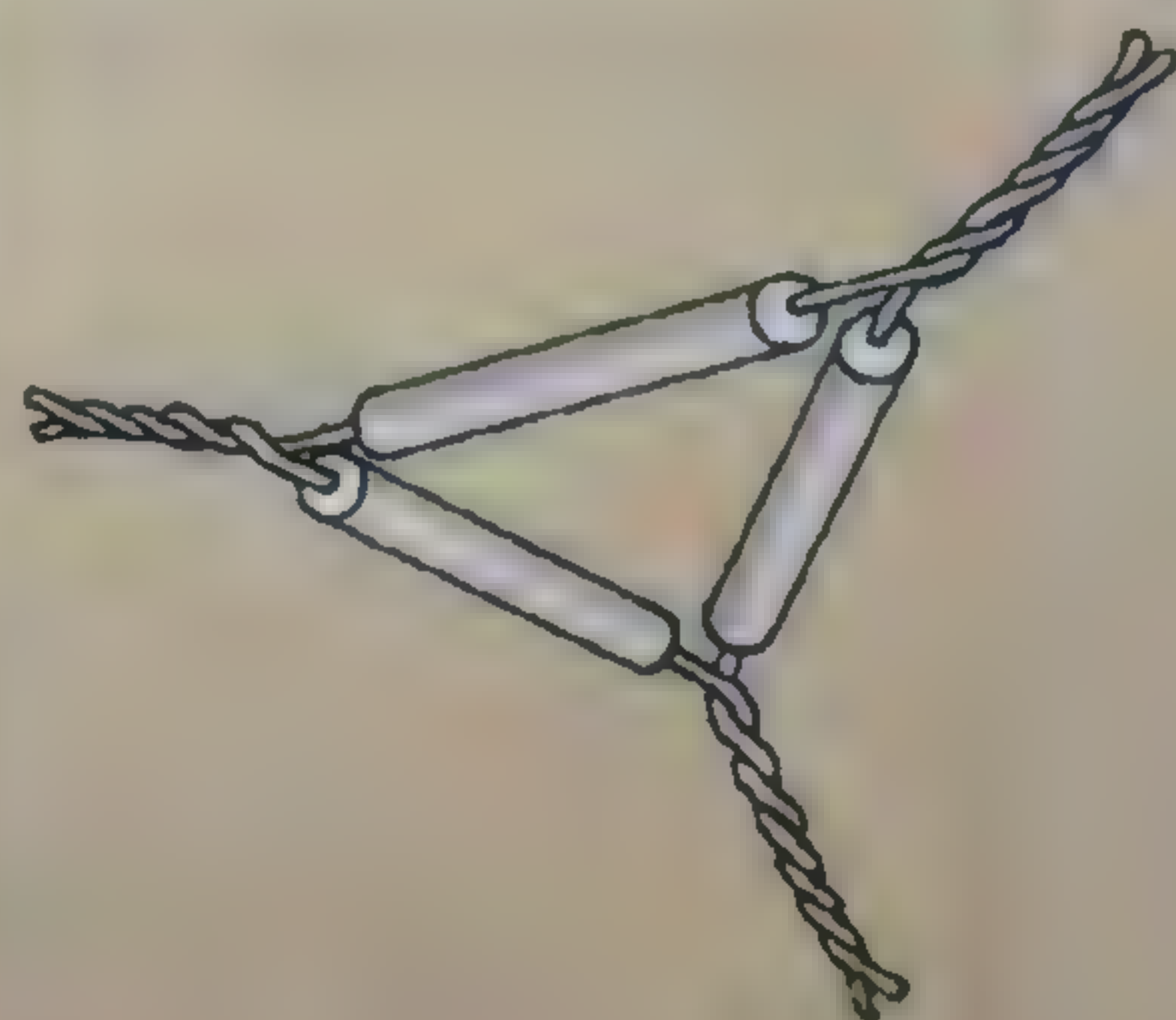
Para apoiar funil.

Aro de metal



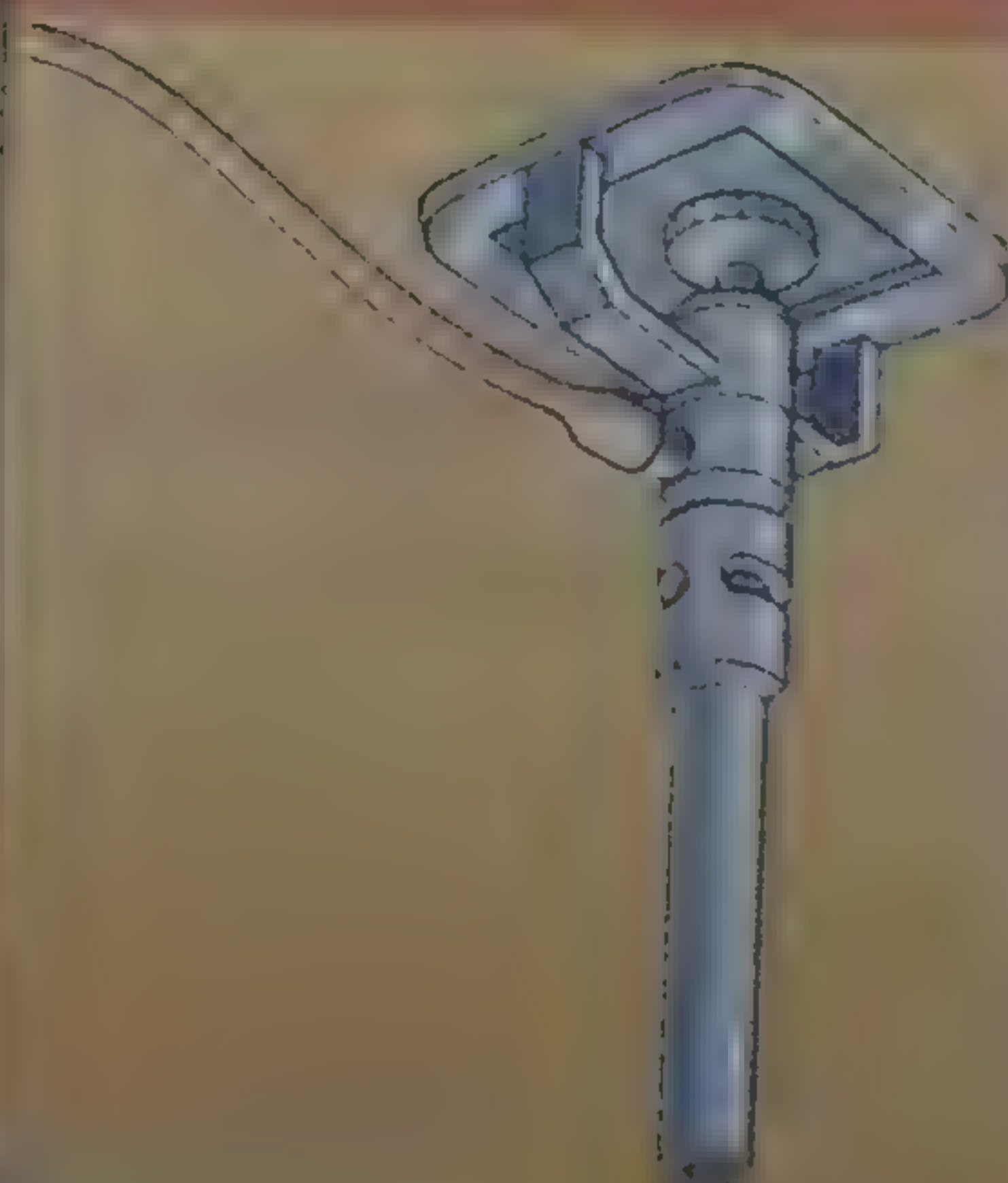
Para sustentar cadinho de porcelana em aquecimento direto na chama do bico de Bunsen.

Triângulo de porcelana



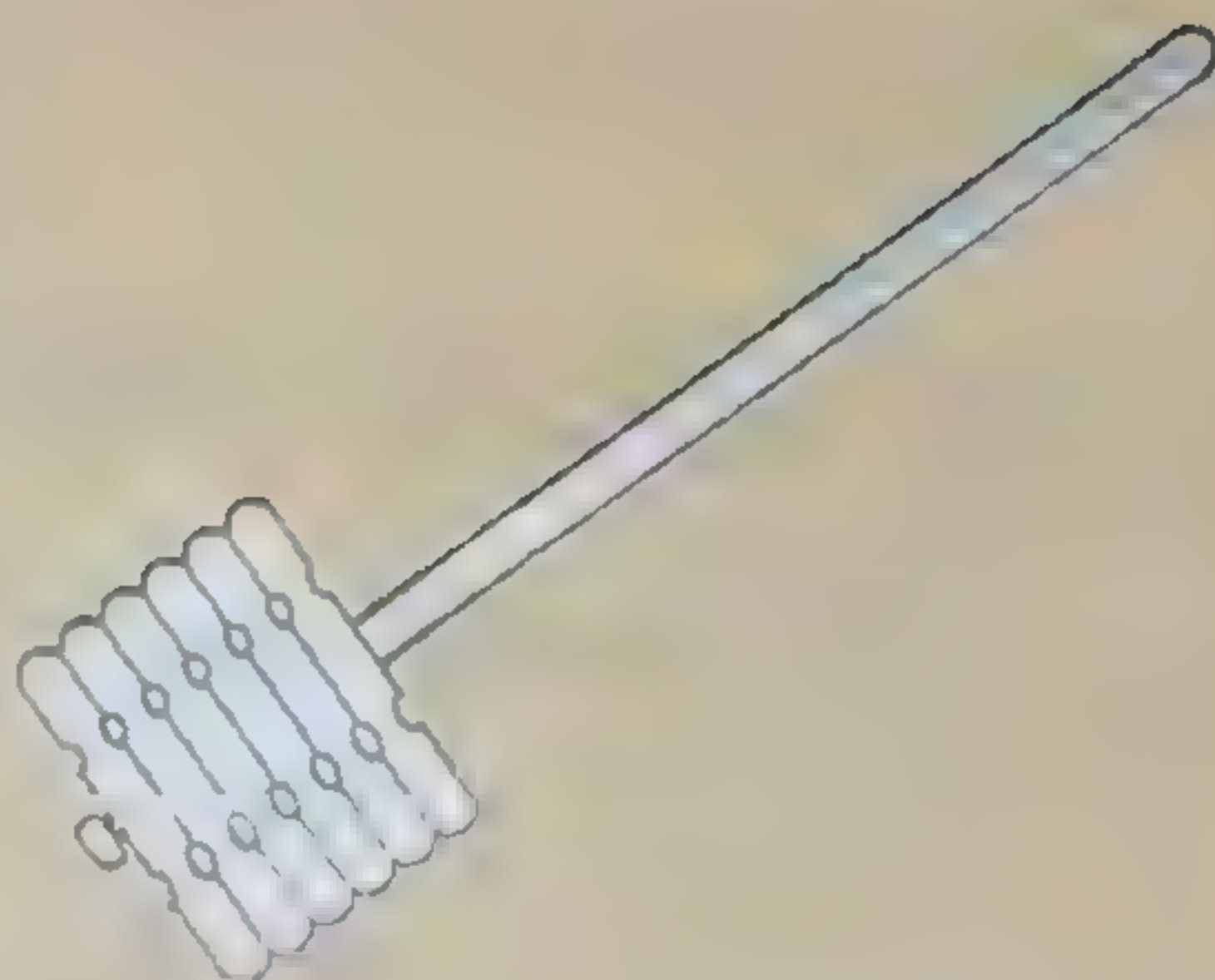
Fonte de aquecimento por meio de chama.

Bico de Bunsen



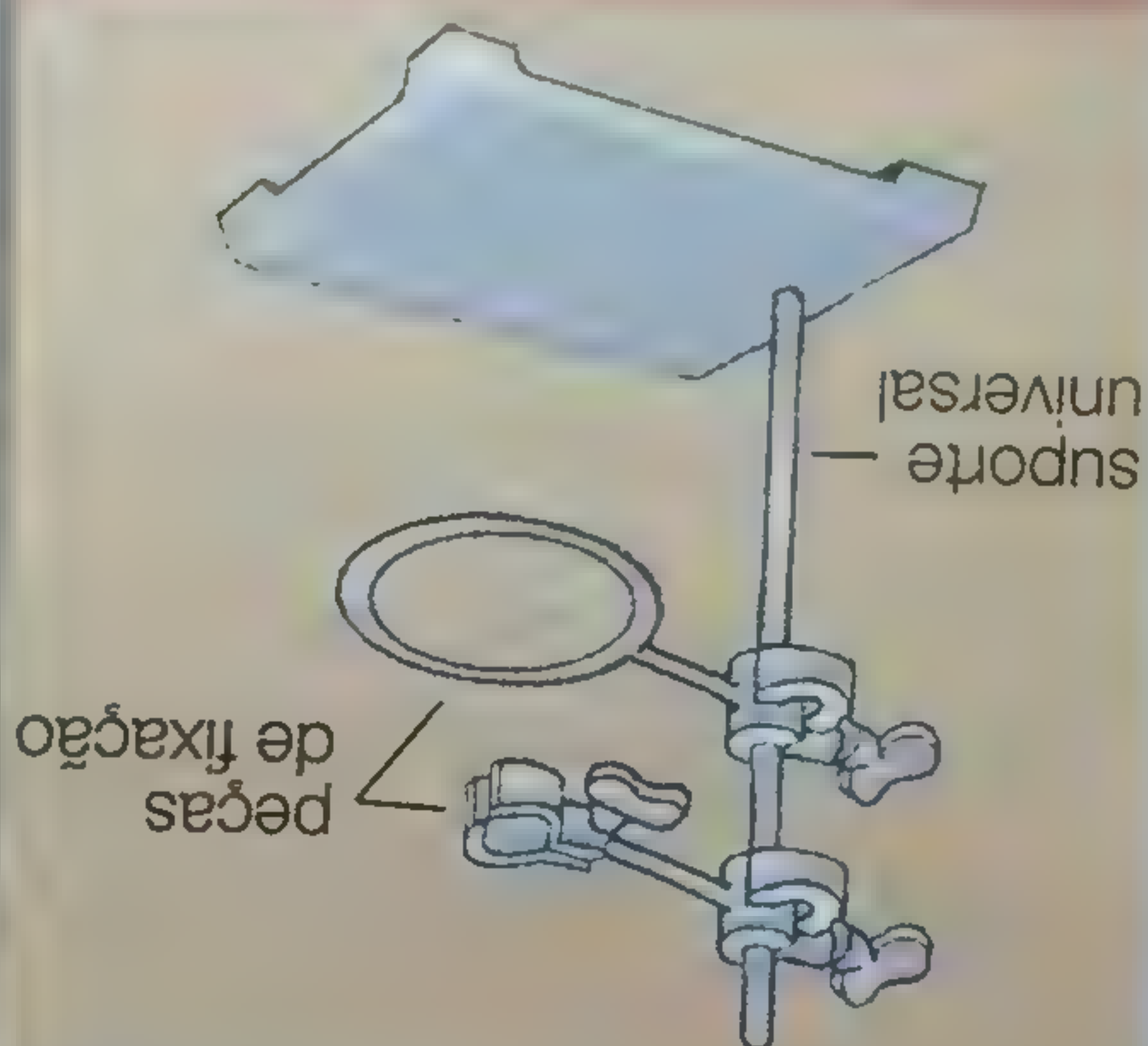
Para perfurar rolhas.

Furador de rolha



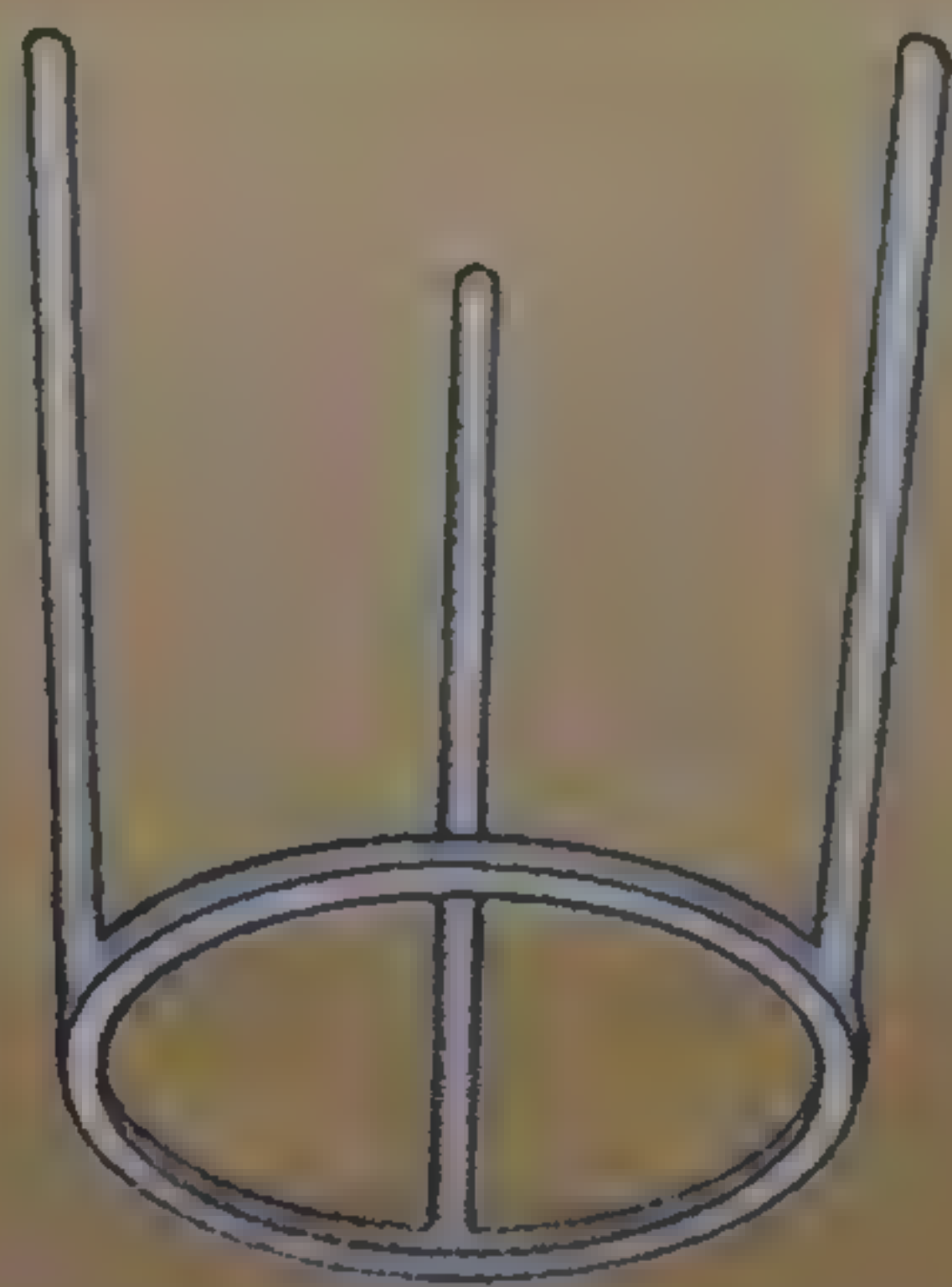
Para sustentar peças de fixação.

Suporte universal



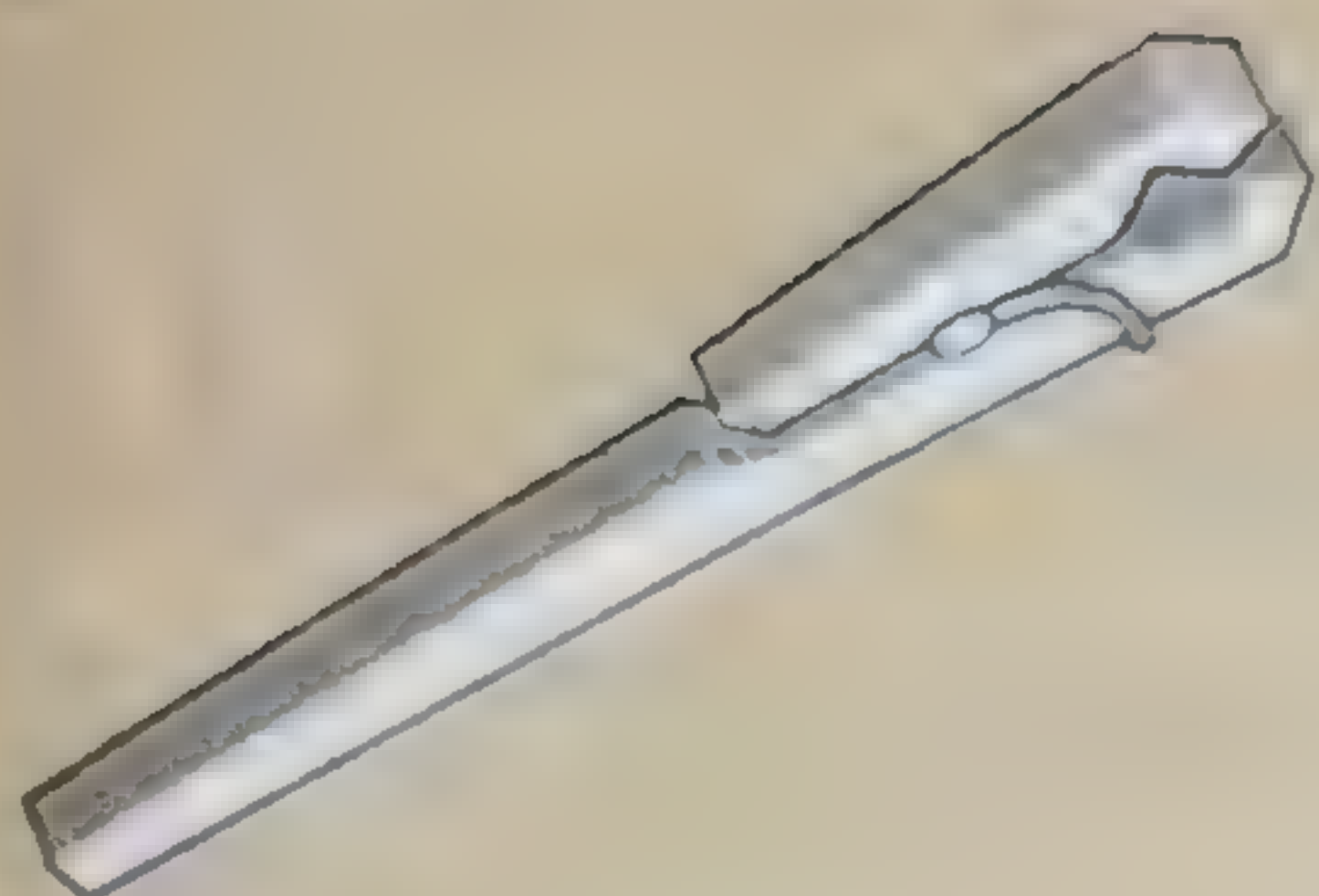
Para apoiar a tela com amianto ou triângulo de porcelana.

Tripe



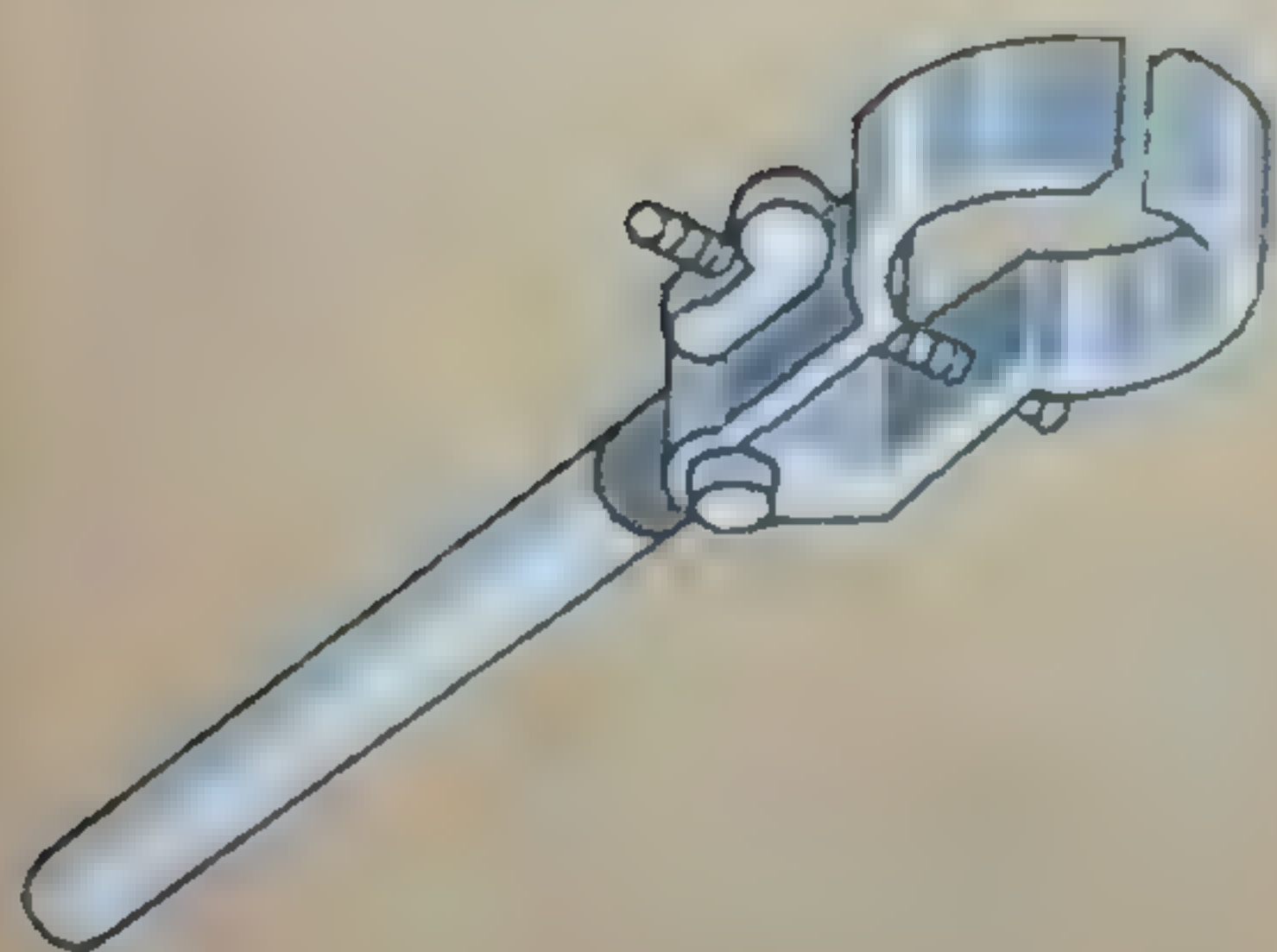
Para segurar tubos de ensaio quando aquecidos na chama do bico de Bunsen.

Pinça de madeira



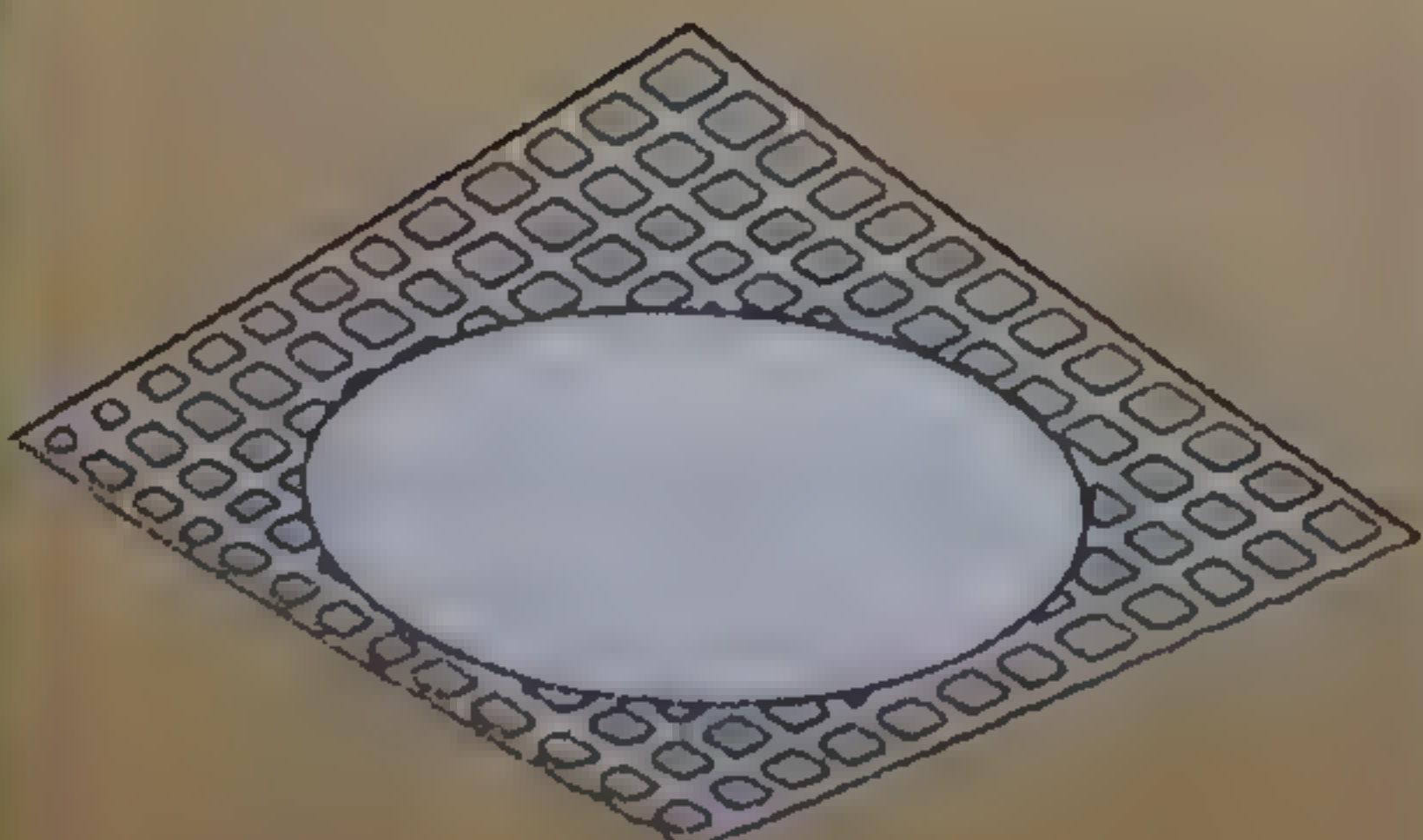
Para sustentar aparelhagens de vidro.

Garras metálicas



Para distribuir o calor da chama uniformemente e evitar aquecimento direto.

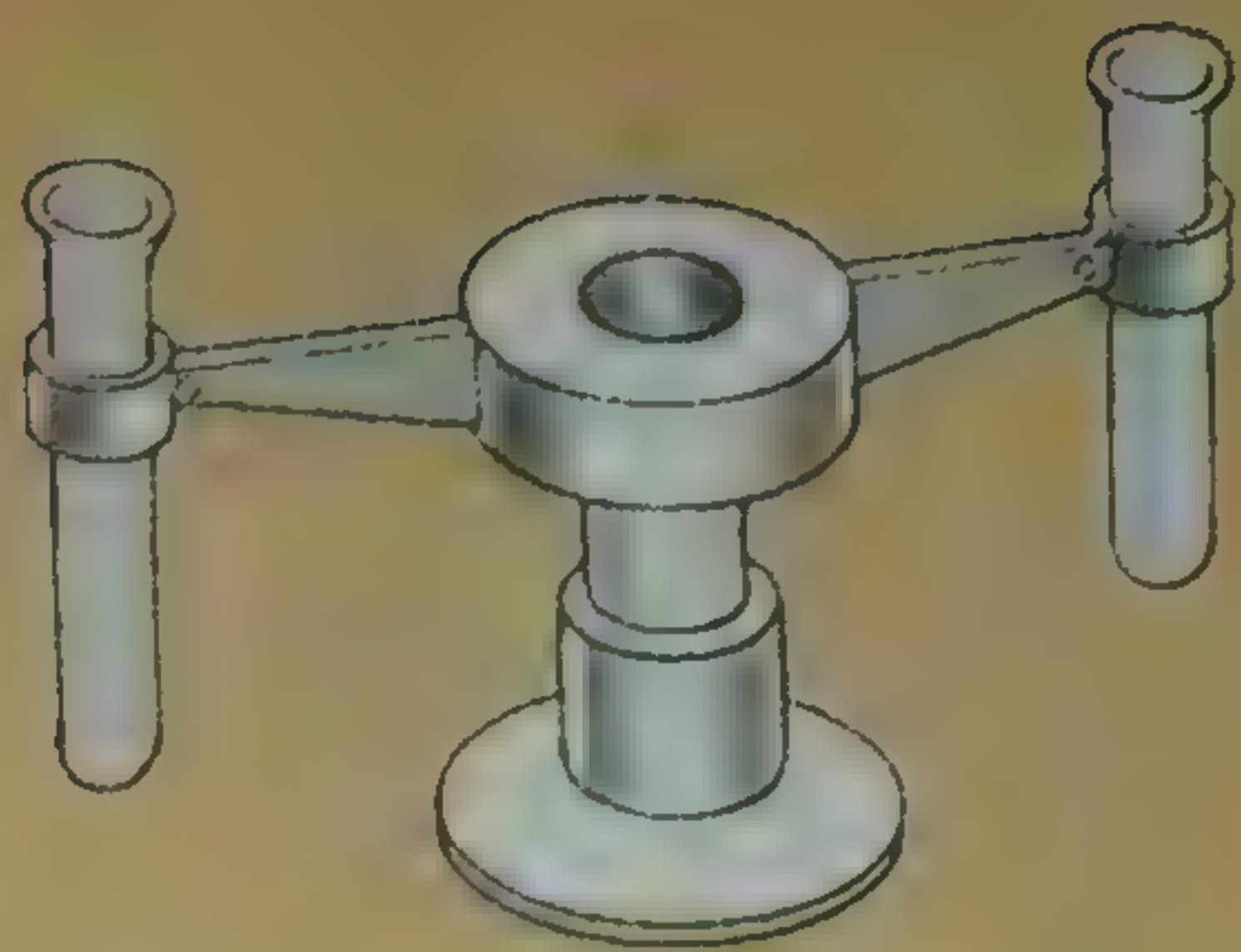
Tela com amianto





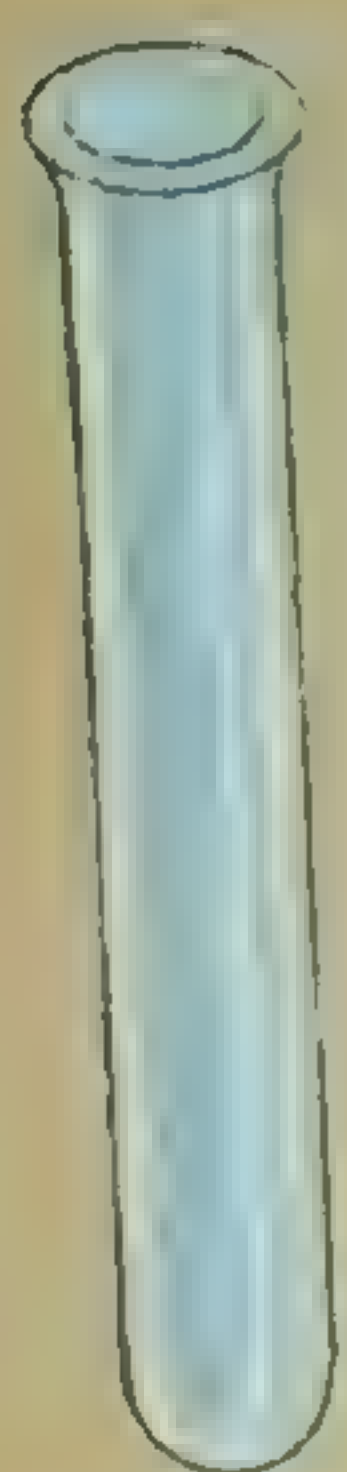
Pinça metálica

Para segurar objetos.



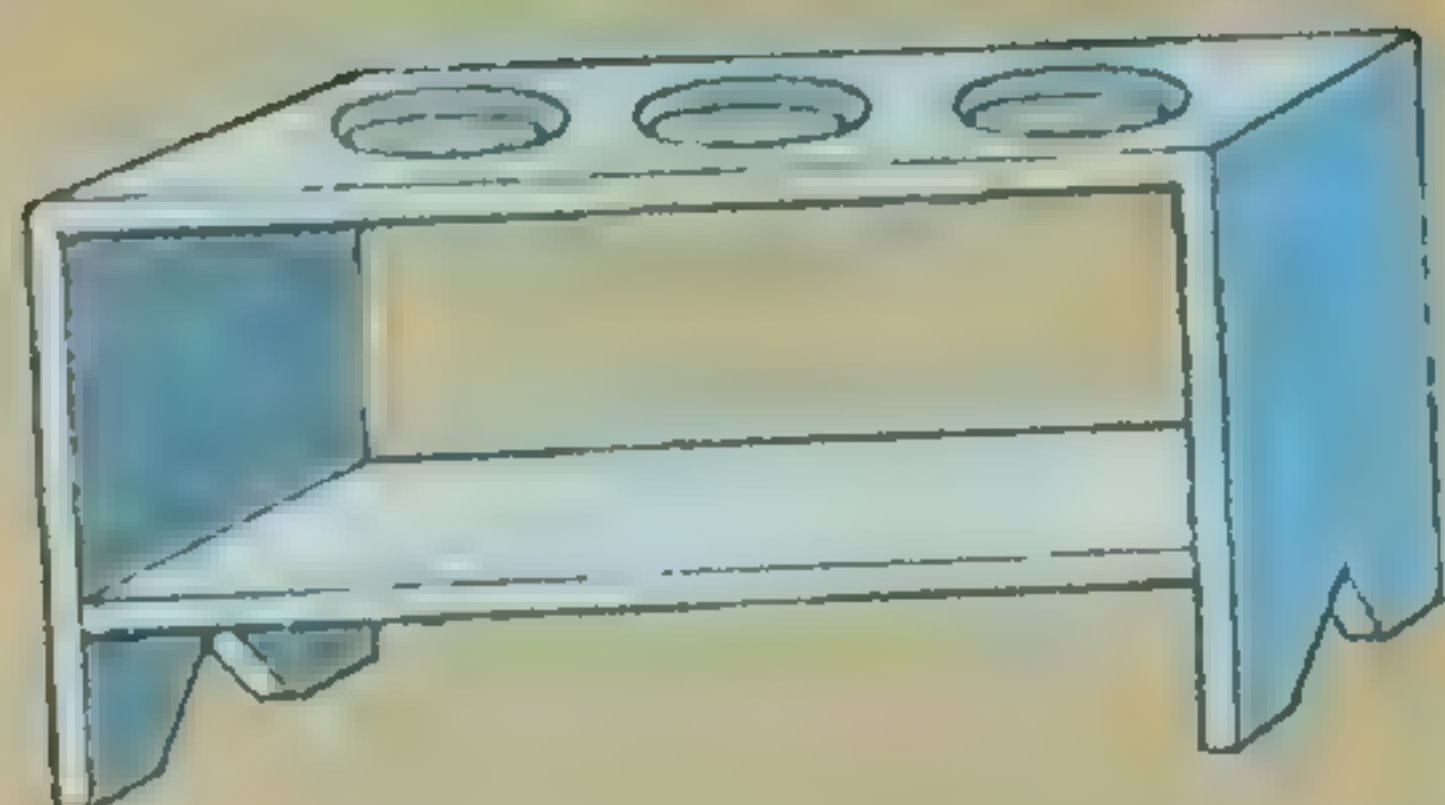
Centrífuga

Para acelerar a sedimentação de materiais.



Tubo de ensaio

Para fazer reações químicas em pequena escala.



Estante para tubos de ensaio

Para apoiar tubos de ensaio.



Bêquer

Para preparar soluções, aquecer líquidos e fazer reações.

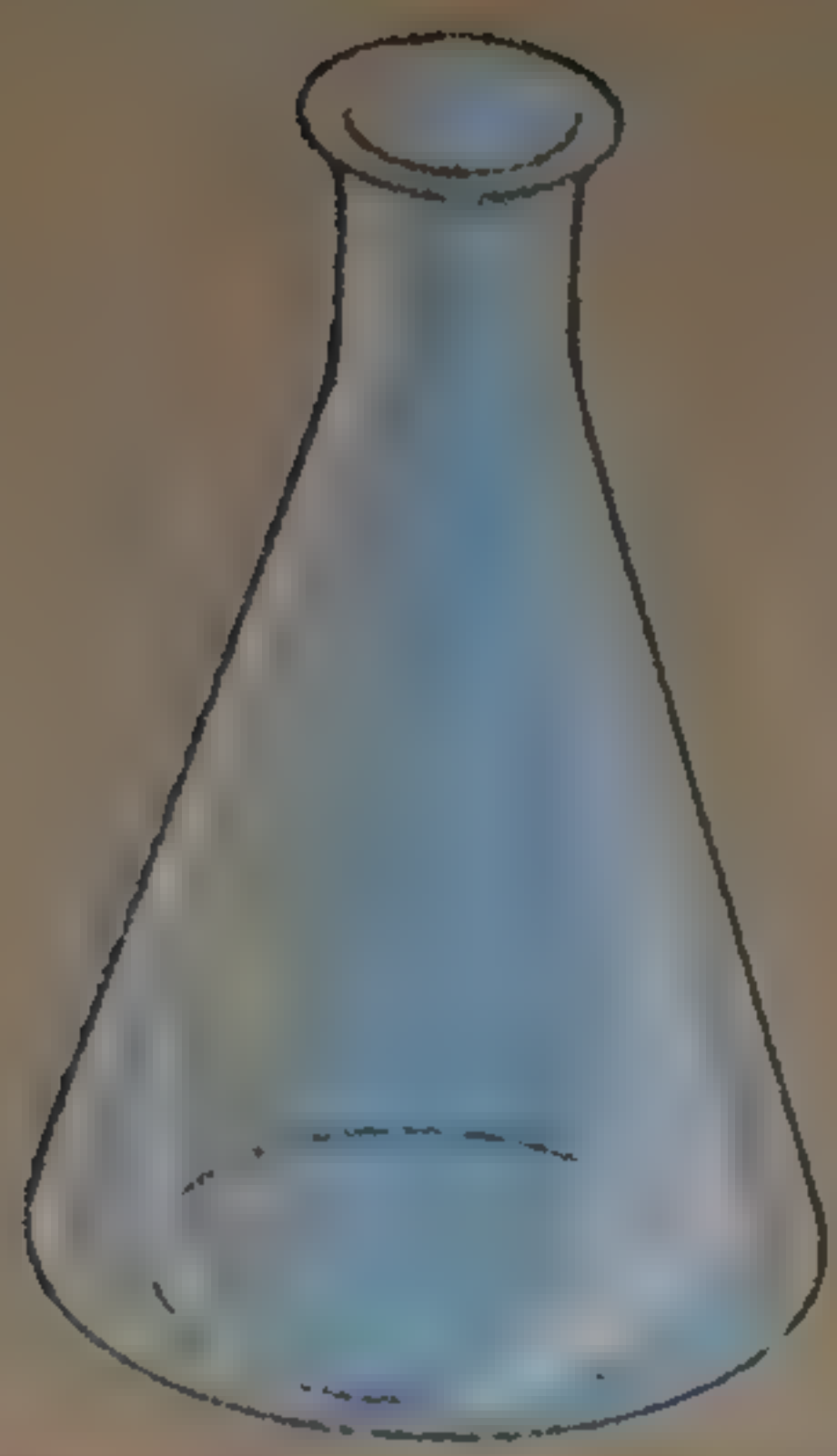


Bastão de vidro ou baqueta

Para agitar soluções e auxiliar a transferência de líquidos.

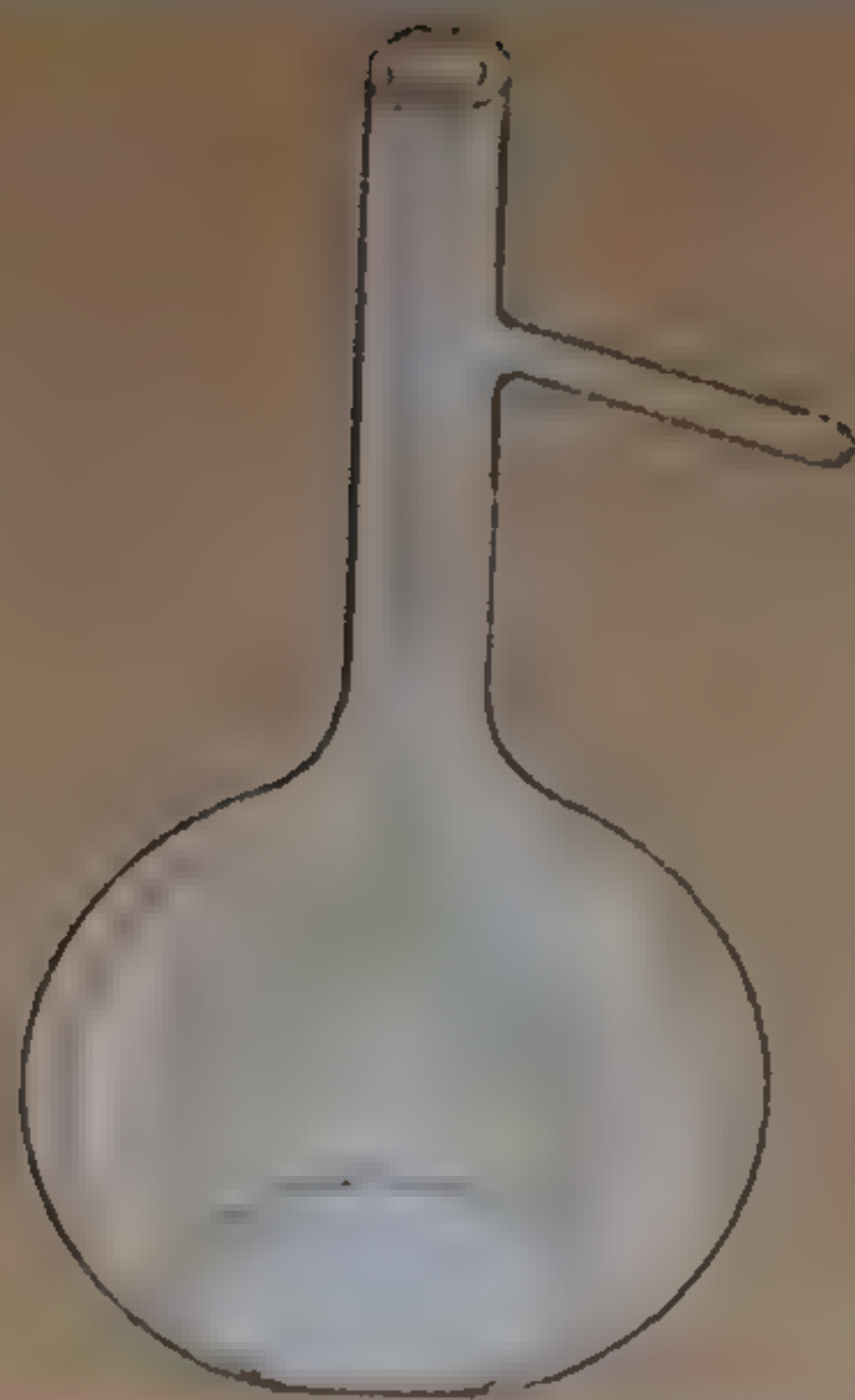
Instrumental básico

Reconhecimento e utilização



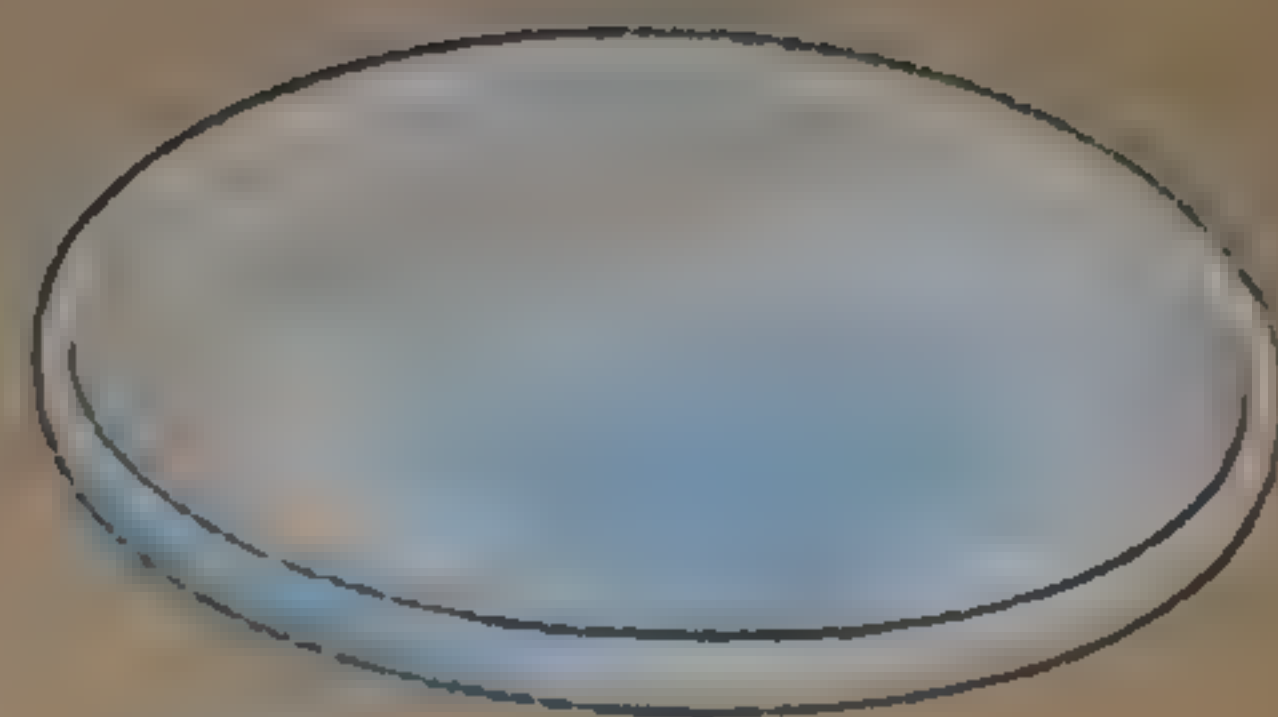
Erlenmeyer

Para preparar soluções,
fazer titulações
e armazenar líquidos.



**Balão com
saída lateral**

Para destilação.



**Vidro
de relógio**

Para cobrir recipientes,
colocar pequenas quantidades
de sólidos e líquidos.



Placa de Petri

Para cultura
de microrganismos.



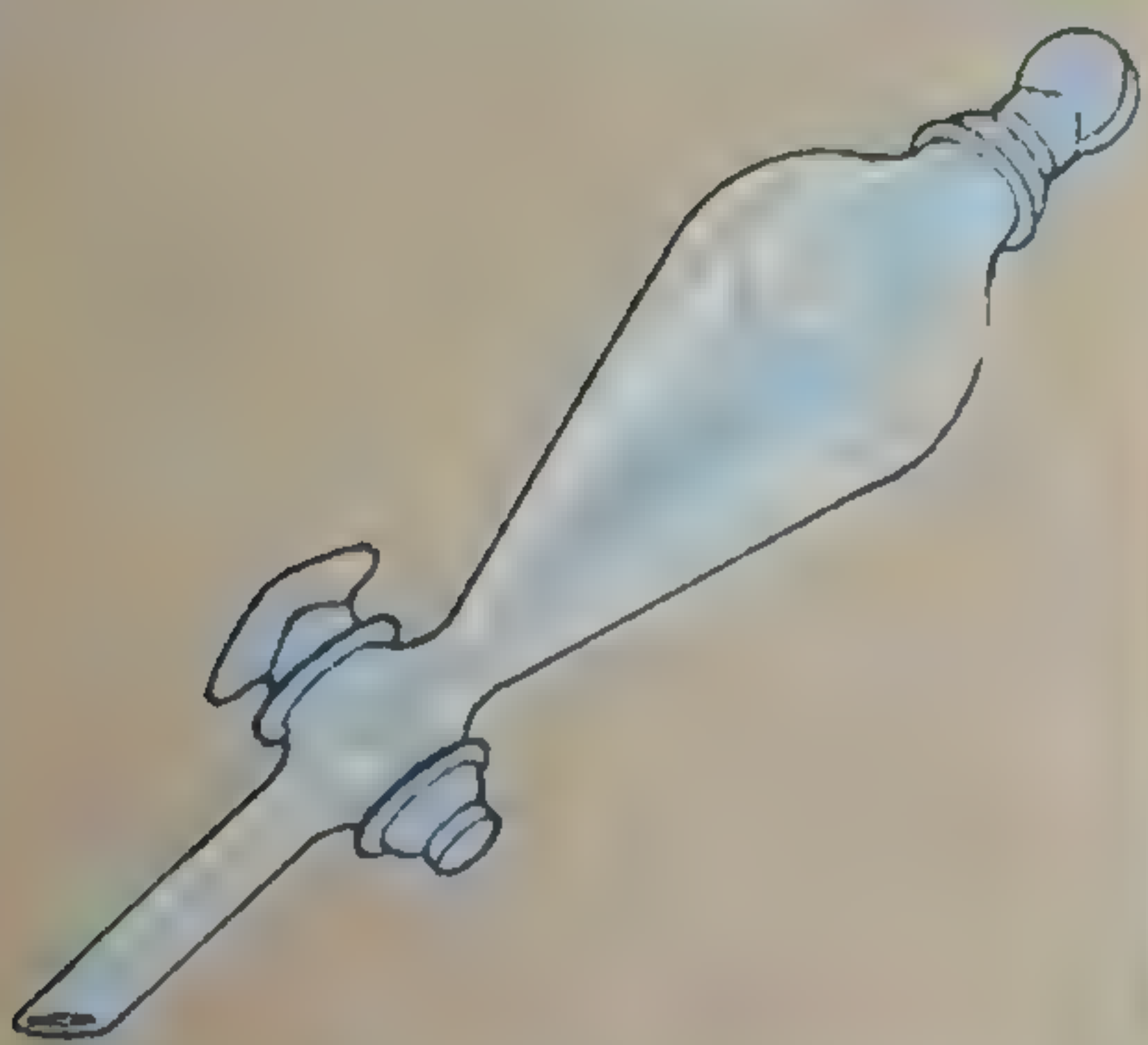
Cuba de vidro

Usada em banhos de gelo e
experimentos com grandes
volumes de água.



Funil de vidro

Usado em filtrações e
transferências de líquidos.



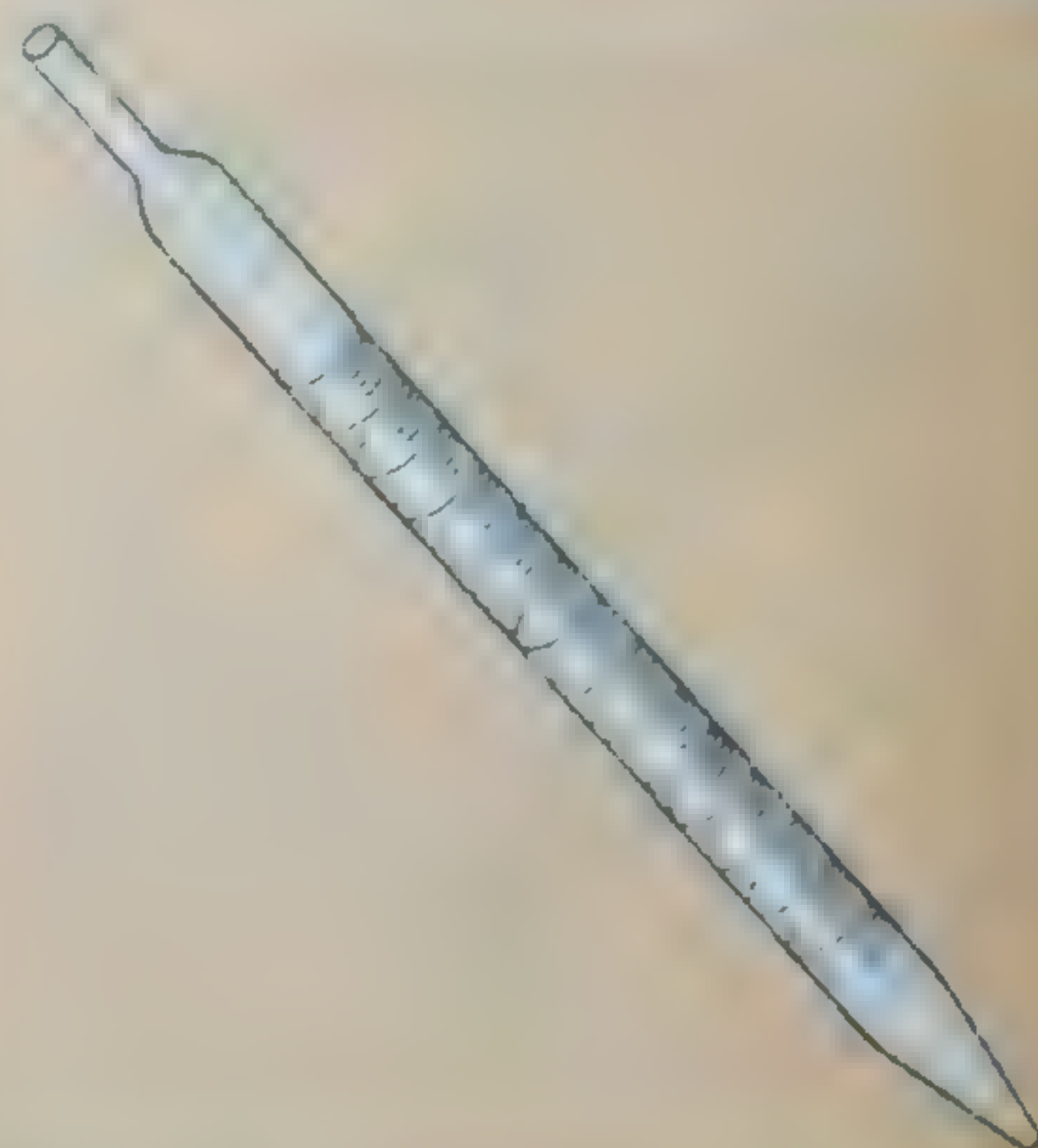
**Funil de
decanção ou
funil de bromo**

Para separar líquidos
imiscíveis.



**Proveta ou
cilindro
graduado**

Para medir volume
de líquidos.



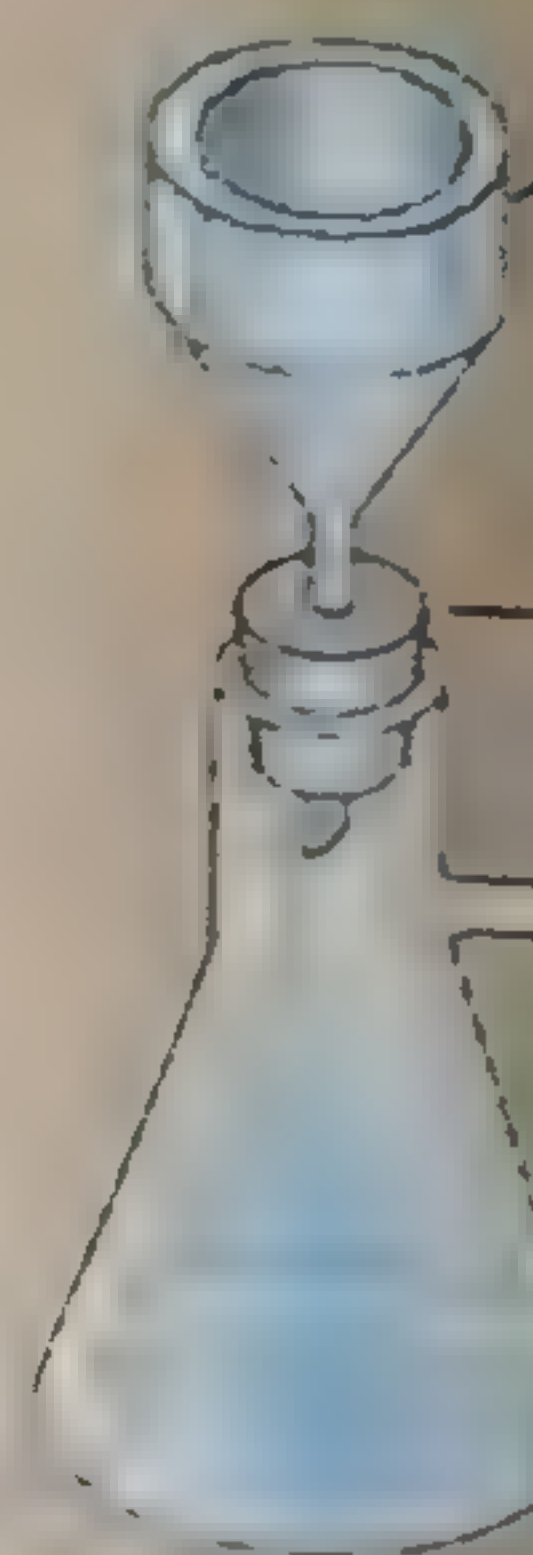
**Pipeta
graduada**

Para medir com
precisão o volume
de líquidos.



Bureta

Para medir (com
volume de líquido)
Escoamento controlado
meio de torneira.



Kitassa

Usado em filtração
a vácuo.



**Cadinho de
porcelana**

Para aquecimento
a seco de substâncias.



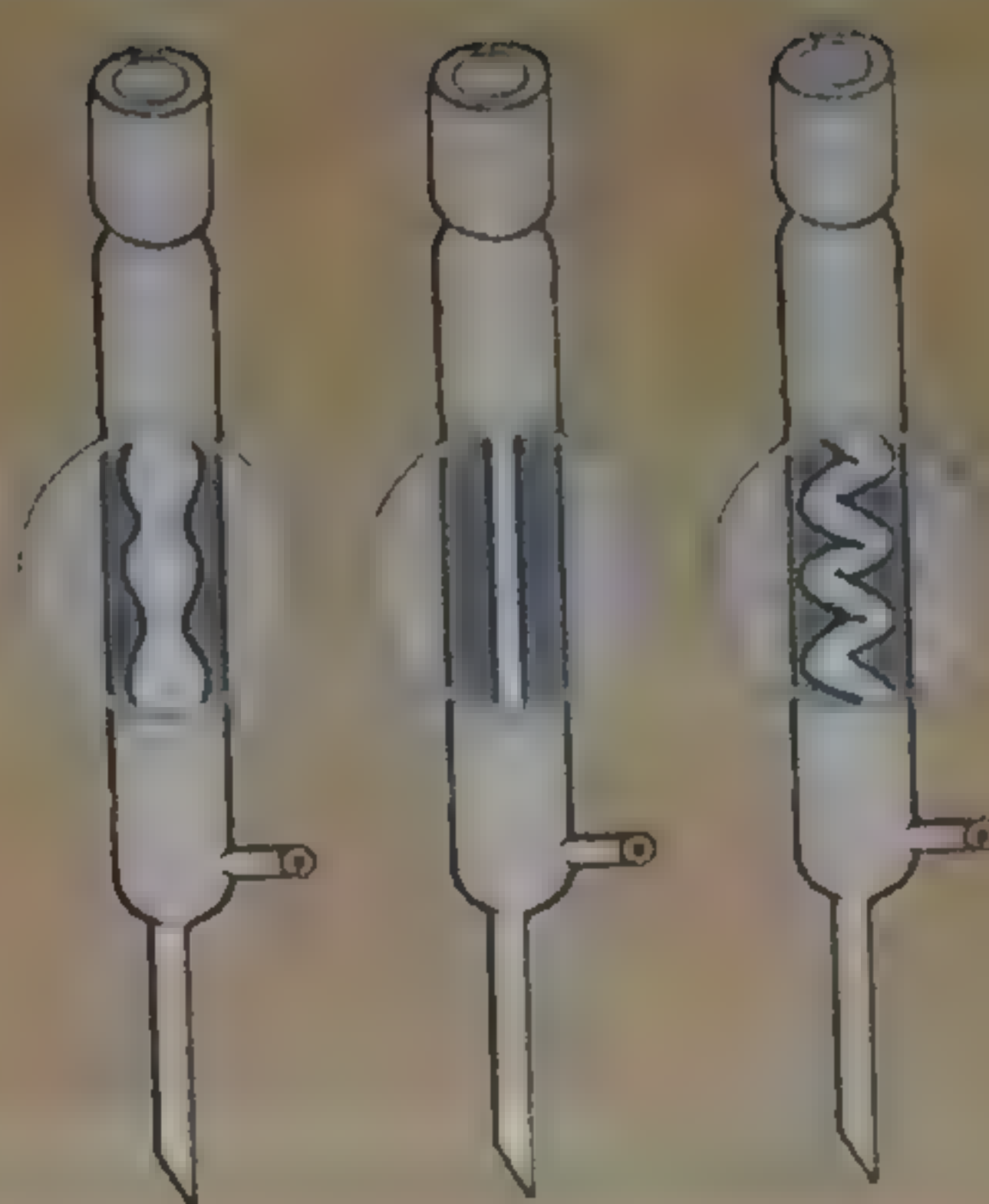
Bureta

Para medir (com precisão) volume de líquidos. Escoamento controlável por meio de torneira.



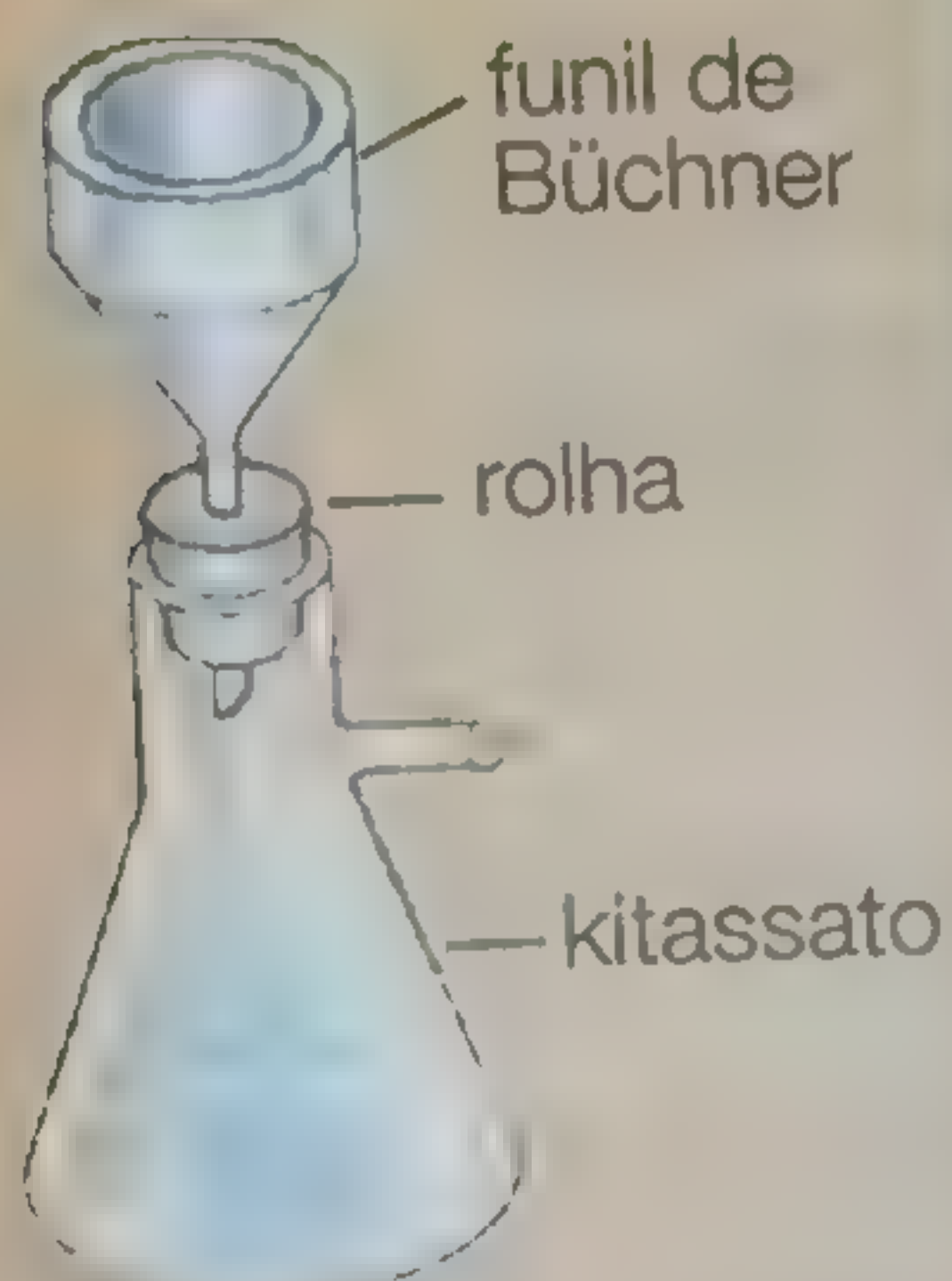
Frasco lavador ou pisseta

Usado para lavagens com água ou outro solvente e para remover precipitados.



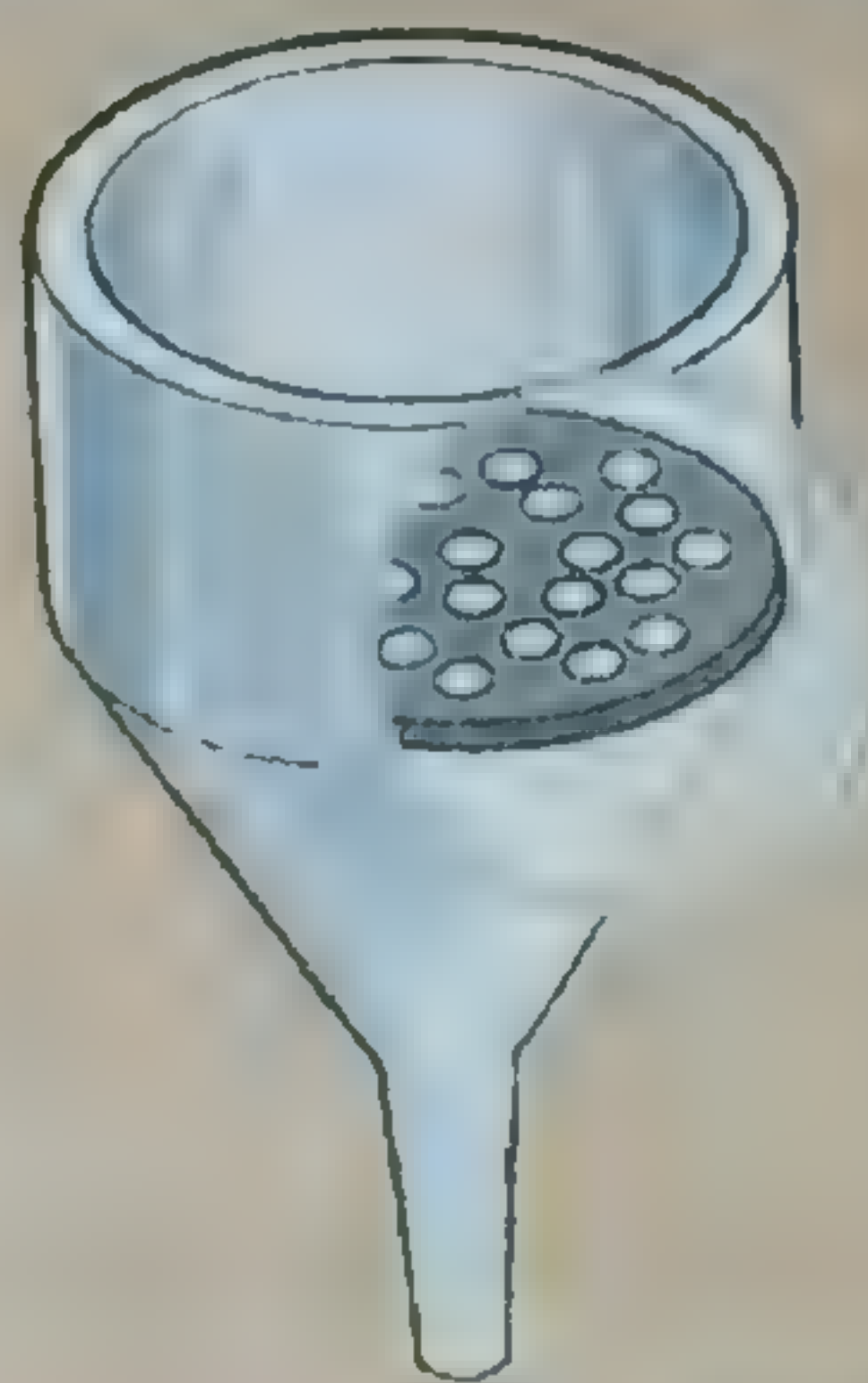
Condensadores

Usados em destilação e em aquecimento com refluxo.



Kitassato

Usado em filtração a vácuo.



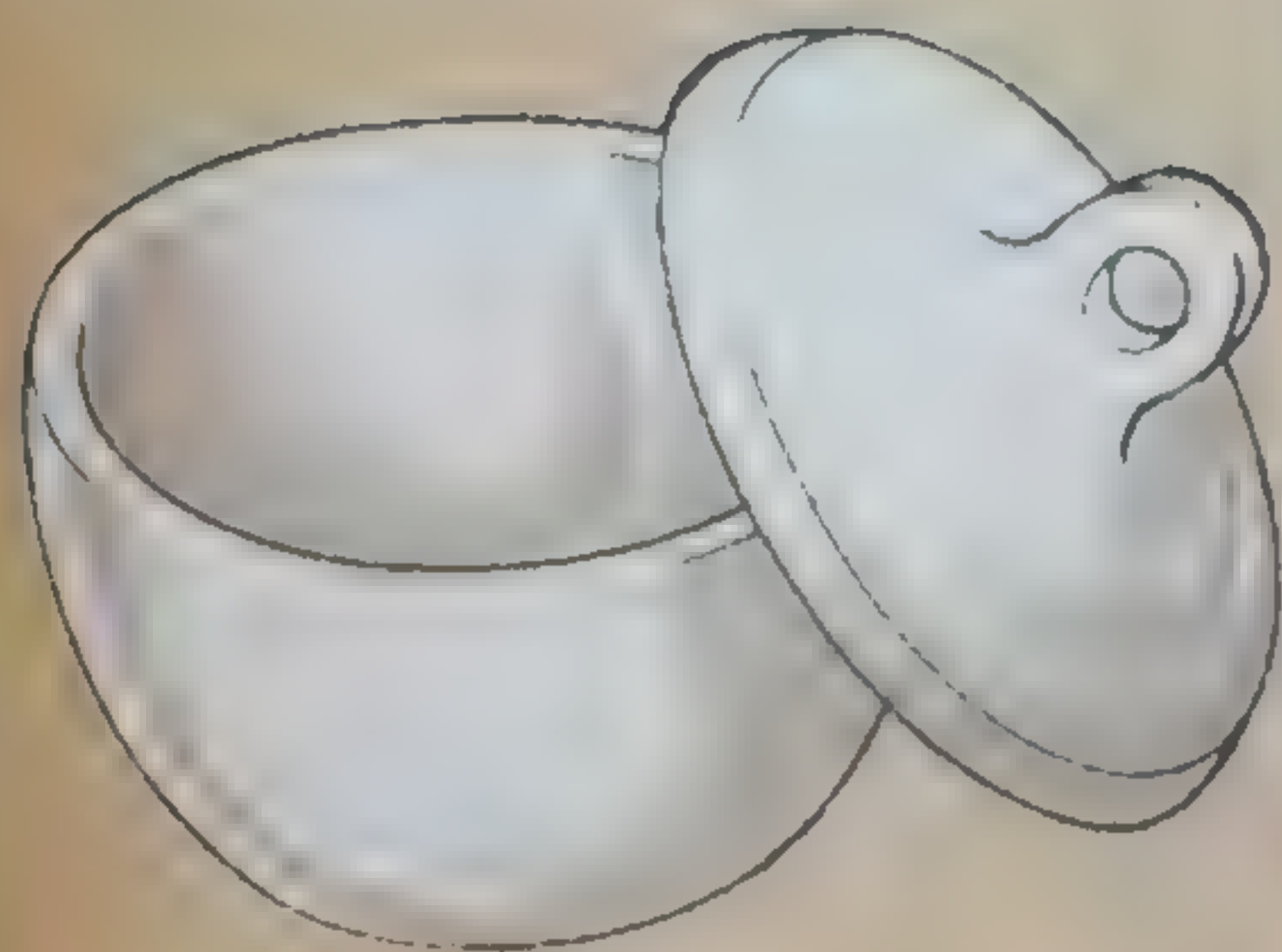
Funil de Büchner

Usado em conjunto com o kitassato para filtração a vácuo.



Trompa d'água

Usada para reduzir a pressão interna de frascos na filtração a vácuo.



Cadinho de porcelana

Para aquecimento a seco de substâncias.



Cápsula de porcelana

Usada para evaporar líquidos.



Almofariz e pistilo

Para triturar sólidos, pulverizar e homogeneizar mistura de sólidos.

Atividade prática 1

Observando o bico de Bunsen

Objetivos

- Exercitar a observação.
- Manusear corretamente o bico de Bunsen.

Material utilizado

- Bico de Bunsen
- Fósforos de segurança
- Cápsula de porcelana
- Pinça metálica

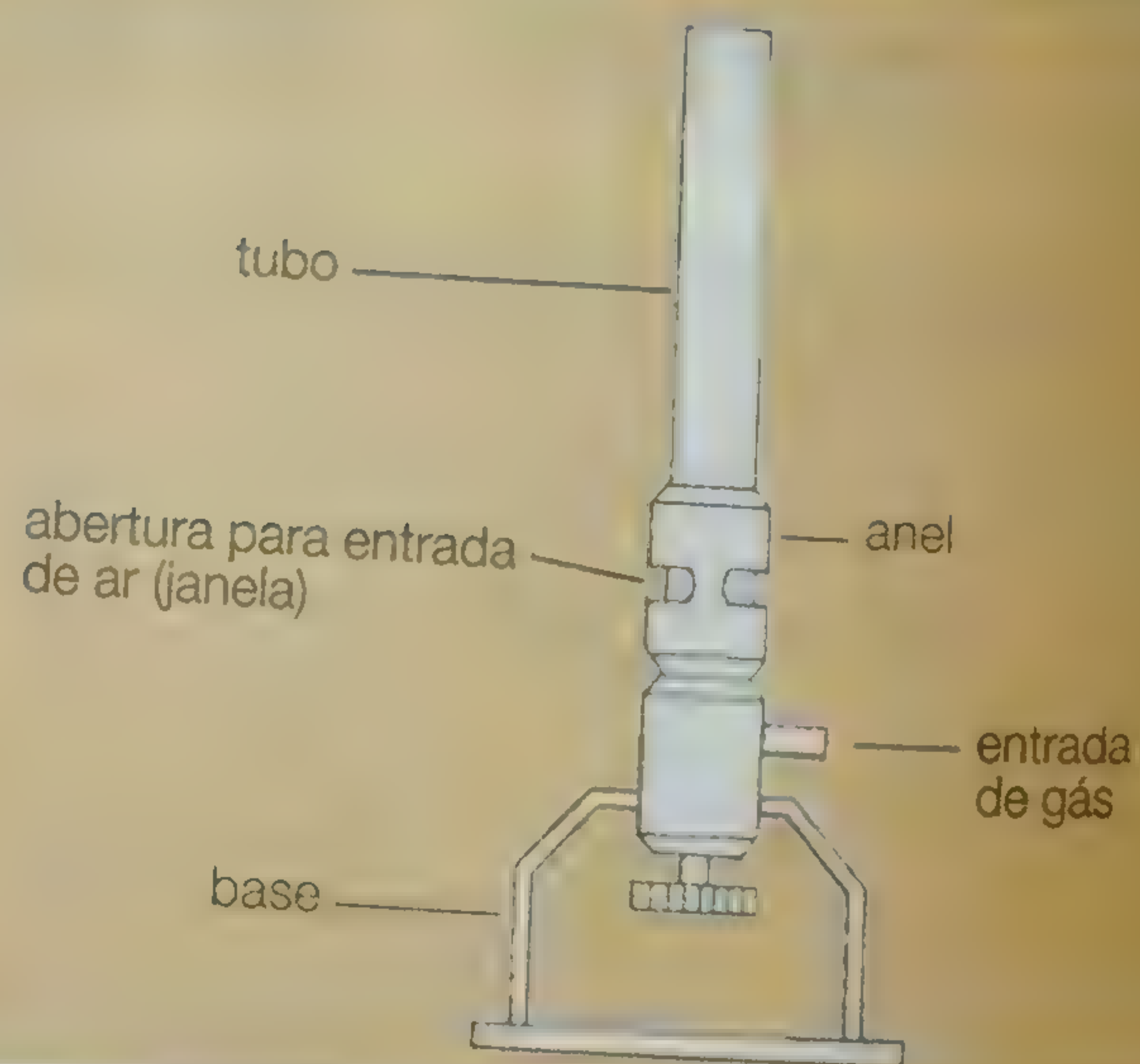
Procedimento

1ª parte

Observando e descrevendo o bico de Bunsen

Observando o bico de Bunsen, você pode verificar que ele é constituído de três partes: base, anel e tubo.

Entre a base e o tubo, há um **anel** de encaixe no qual existem orifícios ou janelas. No **tubo**, encontram-se outras janelas. A entrada de ar ocorre através das janelas emparelhadas. Quando elas estão justapostas, dizemos que estão abertas; quando o anel cobre totalmente a janela do tubo, dizemos que estão fechadas.



2ª parte

Observando a chama do bico de Bunsen

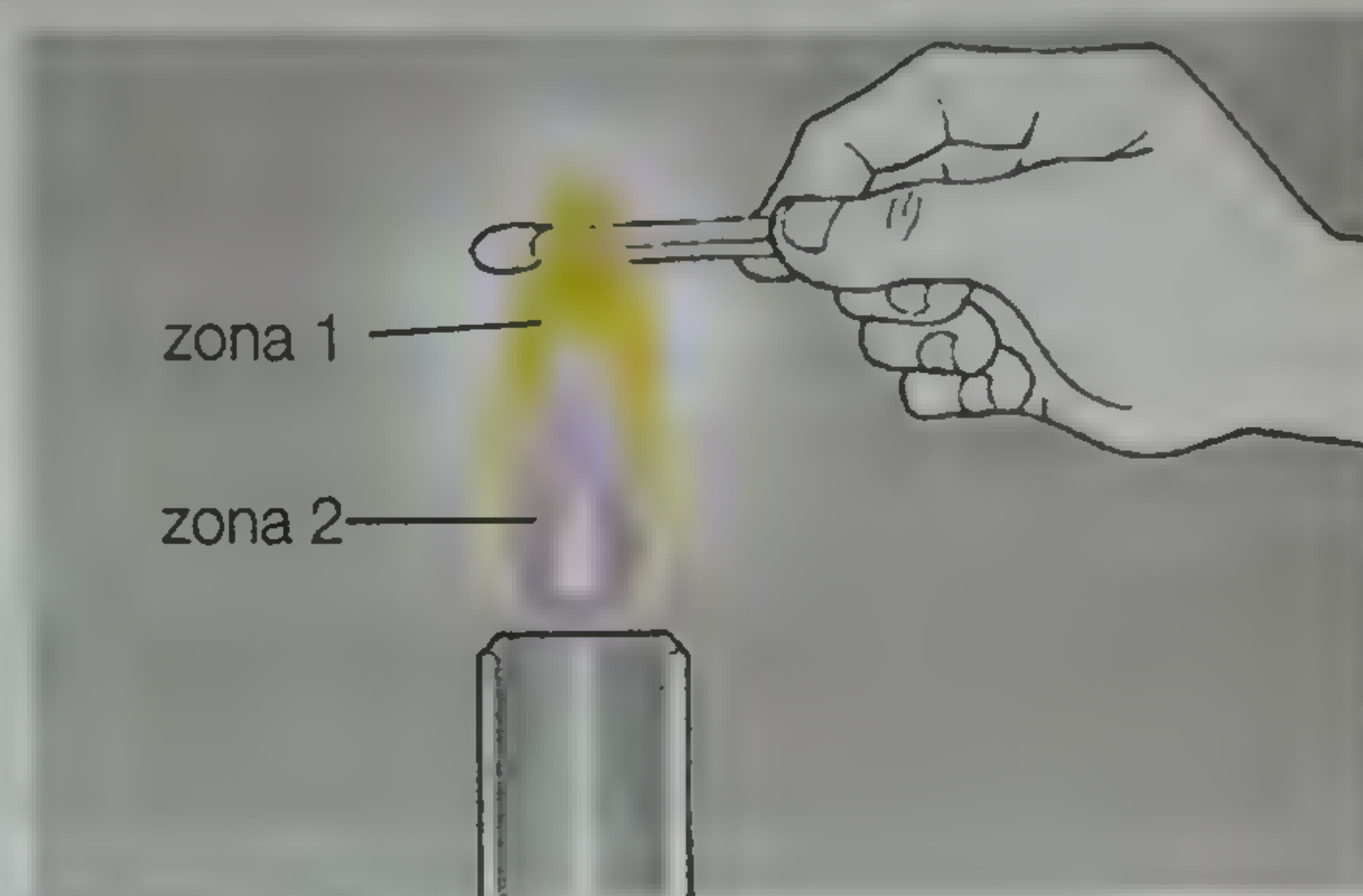
- Primeiramente, verifique se as janelas do anel estão fechadas: o bico de Bunsen deve ser aceso com as **janelas fechadas** para evitar que a chama se recolha para o interior do tubo.

- Feito isso, segure um fósforo aceso um pouco acima e ao lado da extremidade do tubo. Abra o registro, observe e descreva a chama produzida (combustão incompleta). Anote. Passe uma cápsula de porcelana sobre a chama com o auxílio da pinça. Anote.
- Controle a quantidade de gás com o registro e gire o anel gradativamente até abrir por completo as janelas do bico de Bunsen. Anote as modificações ocorridas na chama (combustão completa).
- Passe uma outra cápsula de porcelana sobre a chama. Anote os resultados.

3ª parte

Identificando as regiões da chama

- Percorra a zona 1 com a ponta de um palito de fósforo usado observando o que acontece. Anote. Repita a experiência deslocando o fósforo para a zona 2. Observe e anote.



- Coloque o palito horizontalmente de forma que ele atravesse as zonas 1 e 2 ao mesmo tempo. Observe e anote.

Zona neutra: região próxima da boca do tubo; nela não ocorre combustão do gás. É considerada fria se comparada com outras regiões.

Zona redutora: fica acima da zona neutra e forma um pequeno "cone"; nela se inicia a combustão do gás. A temperatura é bem inferior à da zona oxidante.

Zona oxidante: compreende toda a região acima e ao redor da zona redutora; nela a combustão do gás é completa. É muito quente: sua temperatura pode chegar a 1100°C .



Questões

1. Organize os resultados obtidos em uma tabela.
2. Por que se deve acender o bico de Bunsen com suas janelas fechadas?
3. Qual a cor da chama quando:
 - a) as janelas do bico de Bunsen estão fechadas?
 - b) a combustão do gás é completa?
4. Como é possível verificar se a combustão do gás é incompleta ao se utilizar o bico de Bunsen?
5. Considerando-se a chama obtida com as janelas do bico de Bunsen abertas:
 - a) por que é considerada fria a região próxima da boca do tubo?
 - b) por que a zona oxidante é muito quente?

Atividade prática 2

Medindo massa e volume

Objetivos

- Executar a observação.
- Manusear adequadamente a balança e a proveta.
- Escolher convenientemente os equipamentos de medidas.

Material utilizado

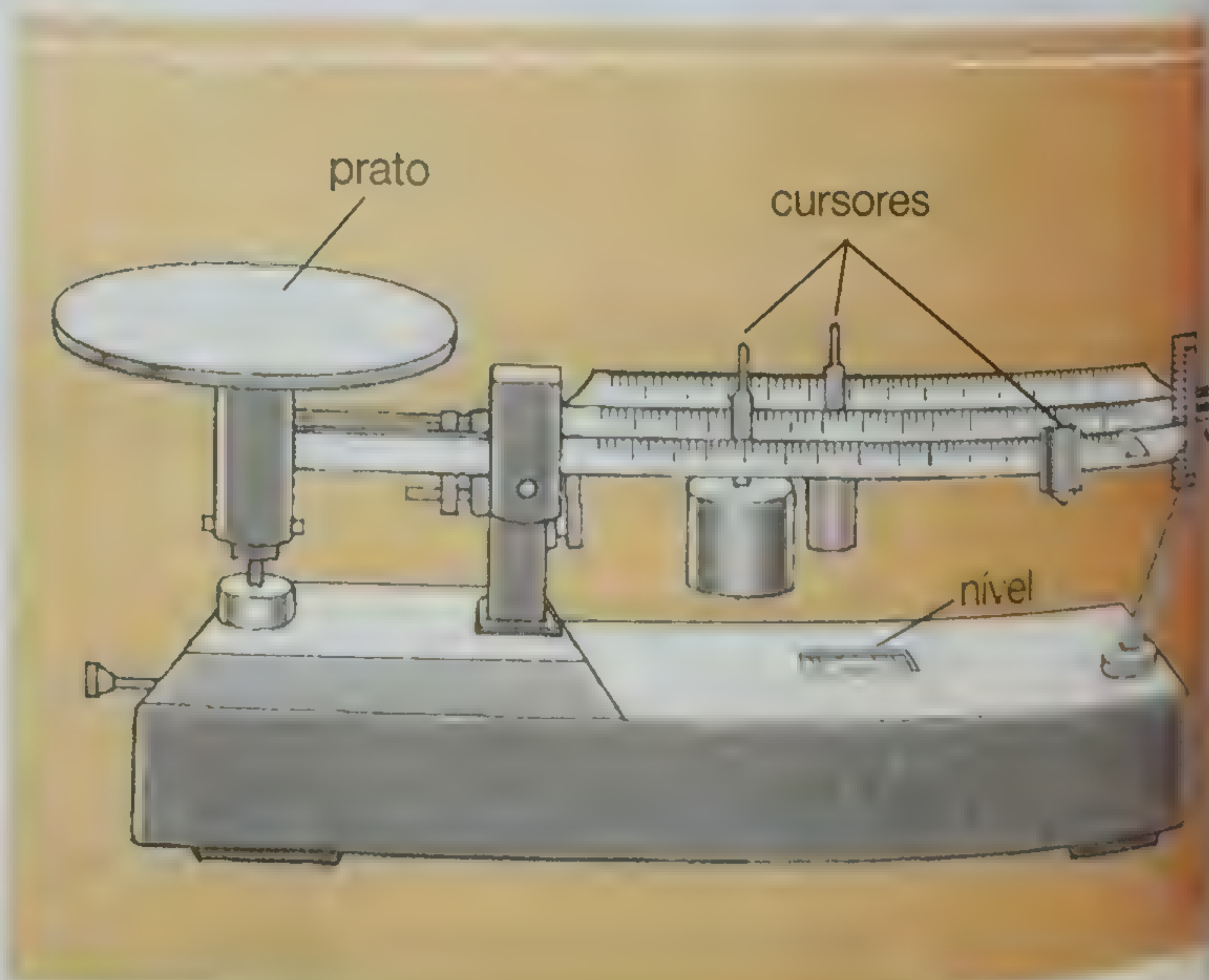
- Balança
- Proveta
- Béquer
- Borracha escolar
- Pedra
- Peça de metal
- Bolinha de gude
- Água

Procedimento

1ª parte

Medindo massas

- Utilize a balança de escala tríplice (ou a que estiver disponível).
- Acerte o nível da balança.
- Zere a balança, ou seja, coloque o cursor na posição zero e verifique o fiel.
- Coloque o objeto no centro do prato.
- Verifique a massa do objeto.
- A medida da massa de água deve ser feita em recipientes adequados. Para determiná-la, verifique antes a massa do recipiente vazio (no caso, o béquer). Coloque certa quantidade de água no recipiente e determine sua massa com a água; calcule a massa de água.



2ª parte

Medindo volume

- Transfira a água utilizada na primeira parte para uma proveta. Faça a leitura do volume da água (v_1).

A medida do volume da primeira parte pode ser feita diretamente. Para isso, basta medir o volume da água e ler o volume do sólido (v_2).

Questões

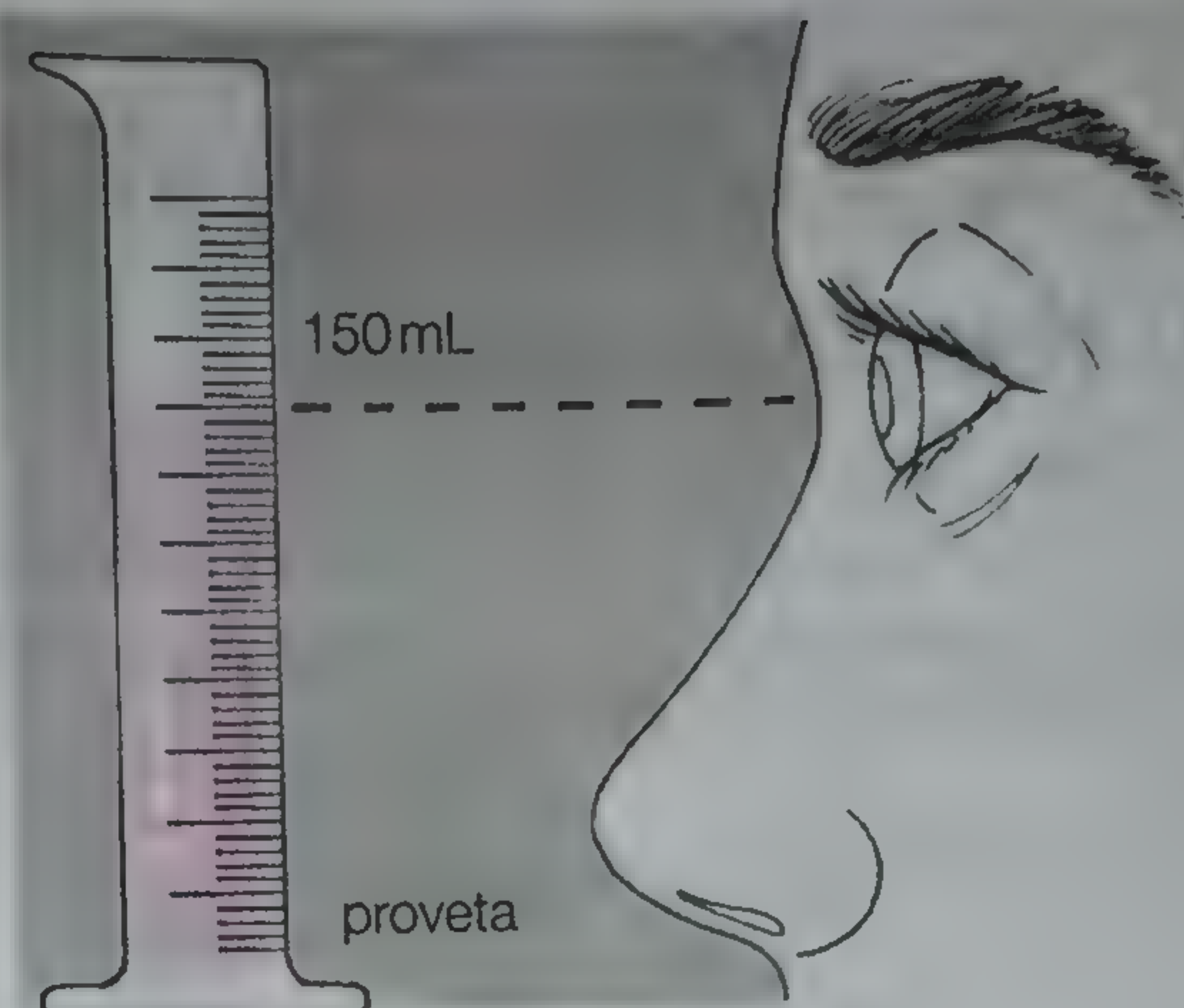
1. Organize os materiais.
2. Para medir o volume de 100,0 mL? Como?
3. Qual o procedimento para medir a massa de uma substância que evapora com facilidade?

Observações

Objetivos

- Distinguir entre substâncias homogêneas e heterogêneas.
- Verificar a existência de fases em sistemas homogêneos.
- Separar as fases de uma mistura homogênea.
- Reconhecer os métodos de separação de uma mistura.

- A medida do volume do sólido utilizado na primeira parte pode ser determinada indiretamente. Para isso, mergulhe o sólido na proveta com água e leia o volume (v_2). A diferença de volumes ($v_2 - v_1$) corresponde ao volume do sólido.



Questões

1. Organize os resultados obtidos em uma tabela.
2. Para medir 7,0 mL de líquido, você usaria a proveta de 10,0 mL, 50,0 mL ou 100,0 mL? Por quê?
3. Qual o procedimento que você usaria para medir a massa de um líquido que evapora com facilidade (volátil)?

Atividade prática 3

Observando e desdobrando misturas

Objetivos	Material utilizado	Reagentes
<ul style="list-style-type: none"> • Distinguir materiais homogêneos de heterogêneos. • Verificar o número de fases de um sistema. • Separar os constituintes de uma mistura. • Reconhecer alguns métodos simples de separação de mistura. 	<ul style="list-style-type: none"> • Tubos de ensaio (8) e respectiva estante • Proveta de 10 mL (3) e espátula (2) • Vidros de relógio (2) • Funil de vidro e de decantação • Suporte universal e aro de metal • Béquer (2) e bastão de vidro • Papel-filtro 	<ul style="list-style-type: none"> • Água (ℓ) destilada e pedaços de gelo • Cloreto de sódio (sal), açúcar e óleo • Gasolina e álcool comum • Grafite e enxofre (pó) • Ferro (raspas ou limalha)

Procedimento

1. Mistura homogênea

- Junte aproximadamente 2 mL de água com 2 mL de álcool comum em um tubo de ensaio. Esse preparado é uma mistura. Verifique seu aspecto.
- Note que é impossível distinguir os componentes: **há uma única fase**.
- Essa mistura é **homogênea**.

2. Mistura heterogênea

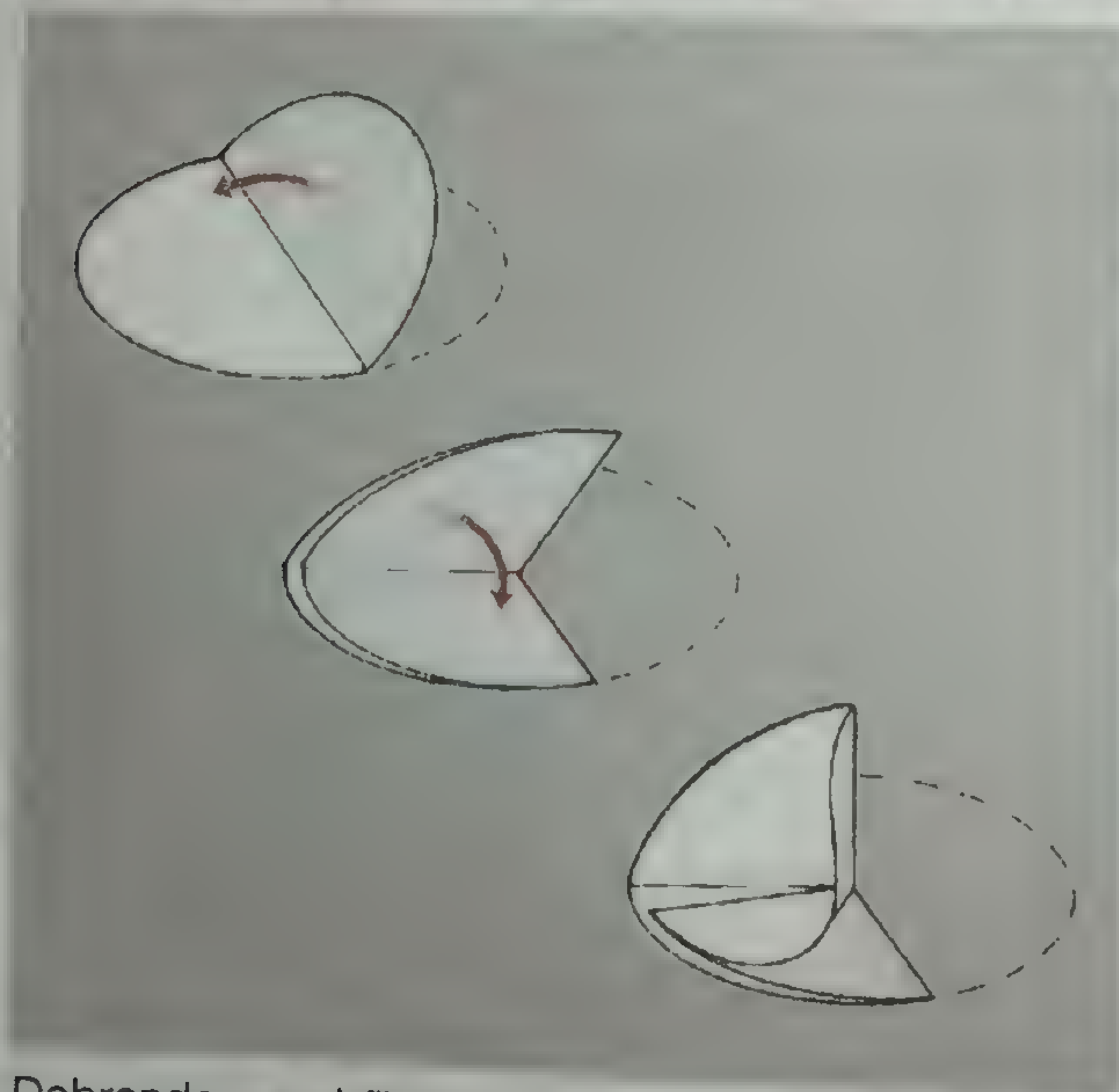
- Junte aproximadamente 2 mL de água com 2 mL de óleo em um tubo de ensaio. Esse preparado é uma mistura. Verifique seu aspecto.
- Note que é possível distinguir os componentes: **há duas fases**.
- Essa mistura é **heterogênea**.

3. Identificando os sistemas

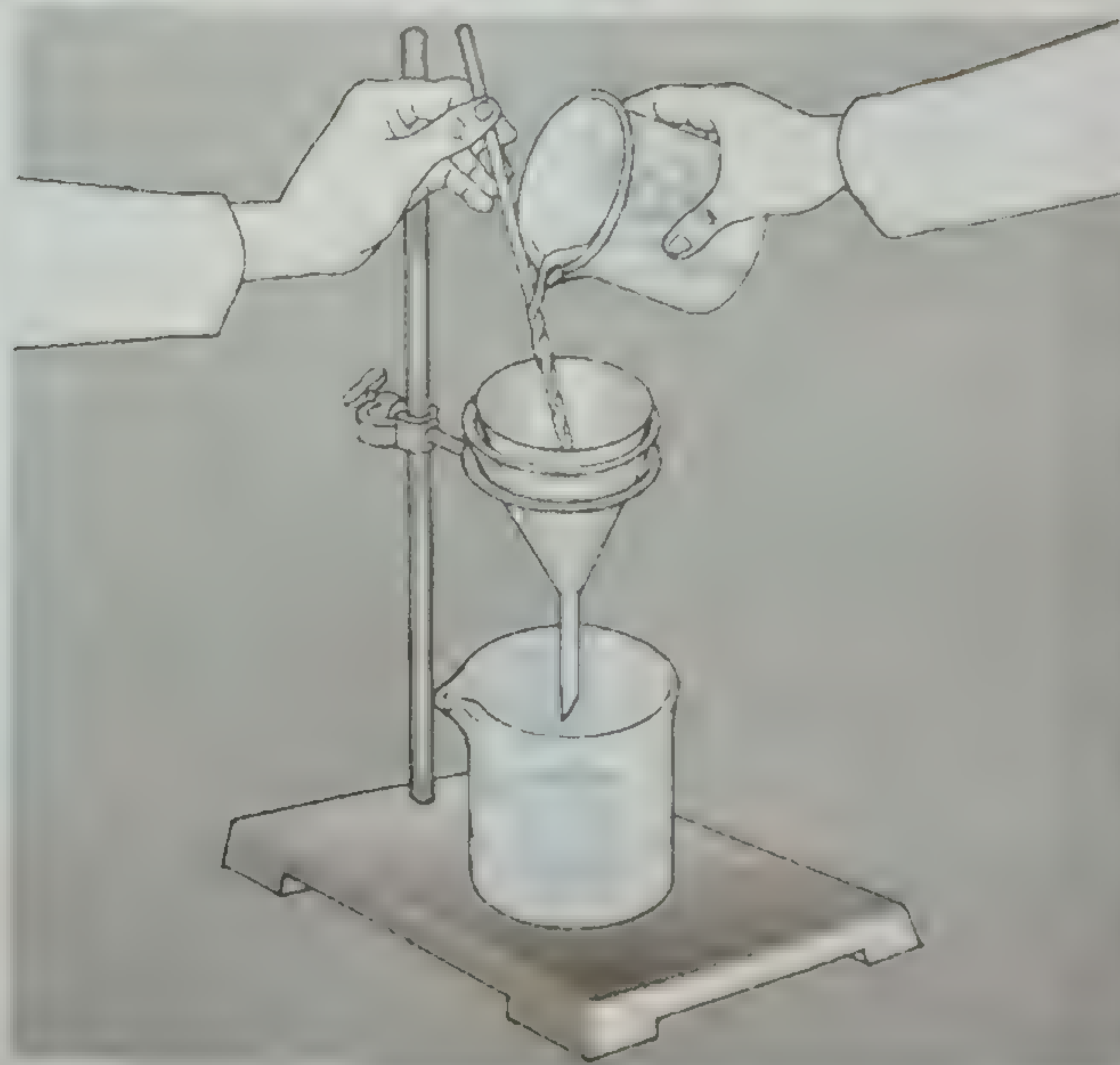
- Misture as substâncias discriminadas no quadro. Observe-as e identifique quais são homogêneas e quais são heterogêneas.

SISTEMAS	
Água (l) + gelo	Água + sal
Água + enxofre	Água + açúcar
Água + gasolina	Sal + grafite (pó)
Álcool + gasolina	Ferro + enxofre (pó)

4. Filtração simples: mistura de água + enxofre (pó)



Dobrando papel-filtro.



Filtração simples.

• Misture, num b...
um bastão de v...
• Coloque o pap...
com água. Filtr...

5. Decantação

- Coloque no fun...
apoiado num a...
versal, como n...
e 10 mL de óle...
• Tape o funil e...
• Coloque nova...
versal.
- Observe seu...
que o óleo se...
- Abra cuidado...
escoar a parte...
cantando o líq...
a superfície de...
neira, feche-a...

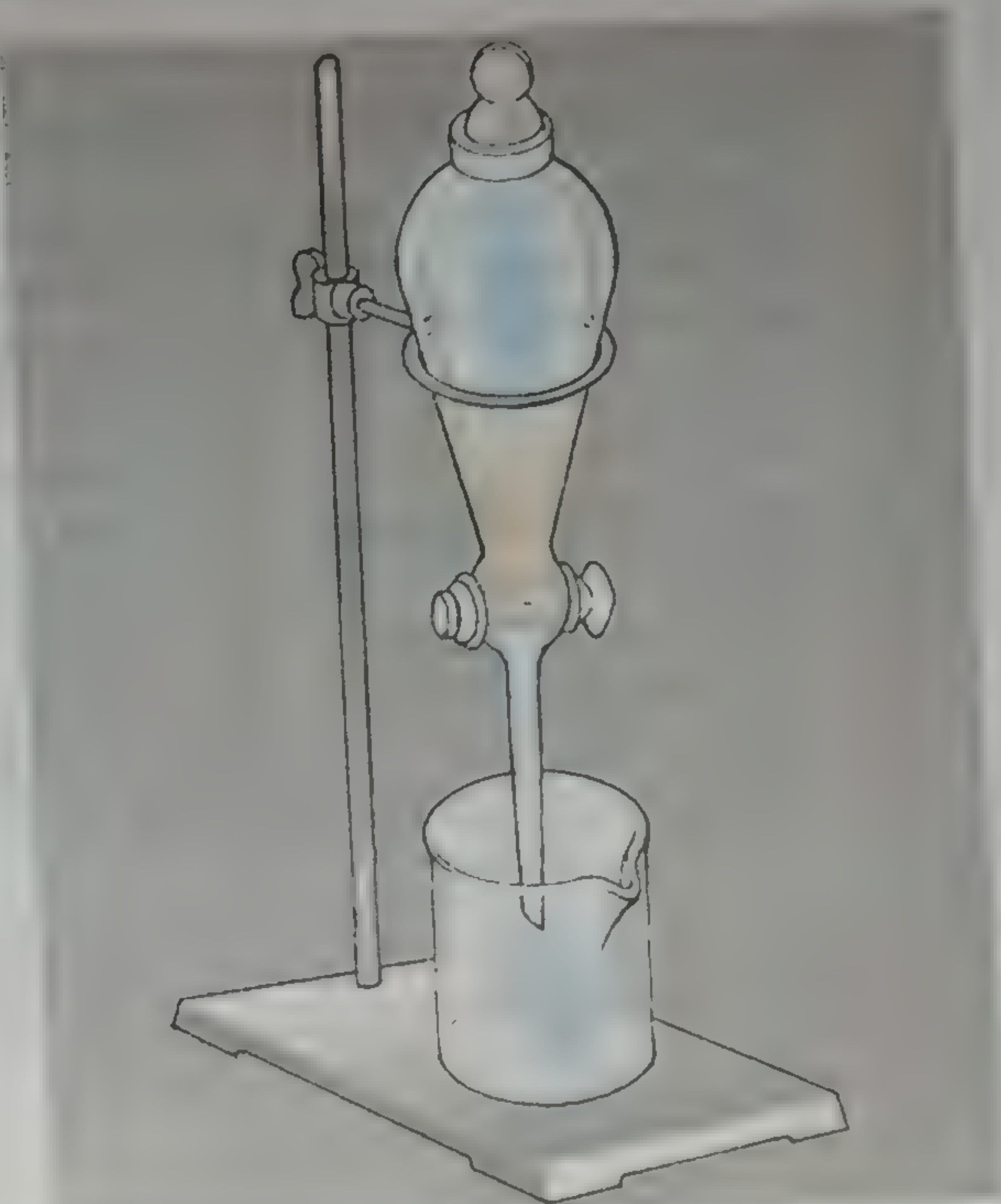
Questões

1. Na filtração...
do após a...
2. No funil de...
quê?
3. Esses dois...
separação...
4. Pesquise:
a) Em que...
b) Que ti...
métod...
c) Em que...
5. Que méto...
uma mist...
6. Pesquise...
métodos...
finalidad...
7. Pesquise...
das etap...
que você...

- Misture, num béquer, 20 mL de água e uma pequena quantidade de enxofre: agite com um bastão de vidro. Observe o aspecto da mistura.
- Coloque o papel-filtro no funil de vidro, conforme mostra a figura. Umedeça o papel com água. Filtre o sistema.

5. Decantação: mistura de água + óleo

- Coloque no funil de separação (decantação), apoiado num aro de metal fixo ao suporte universal, como mostra a figura, 10 mL de água e 10 mL de óleo.
- Tape o funil e misture levemente.
- Coloque novamente o funil no suporte universal.
- Observe seu aspecto. Destape e espere até que o óleo se separe da água.
- Abra cuidadosamente a torneira deixando escoar a parte inferior no béquer, isto é, decantando o líquido da fase inferior. Quando a superfície de separação se aproximar da torneira, feche-a. Observe o resultado.



Questões

1. Na filtração simples, qual o aspecto da mistura inicial? Qual o aspecto do líquido após a filtração?
2. No funil de decantação, qual é o líquido que ocupa a parte inferior do funil? Por quê?
3. Esses dois métodos de separação podem ser aplicados no desdobramento (ou separação) de misturas homogêneas? Por quê?
4. Pesquise:
 - a) Em que consiste a destilação?
 - b) Que tipo de mistura pode ter seus componentes separados por esse método?
 - c) Em que consiste a destilação a vácuo e em que situação ela é utilizada?
5. Que métodos de desdobramento você usaria para separar os componentes de uma mistura com água, enxofre, cloreto de sódio e óleo?
6. Pesquise e monte um esquema de reciclagem de lixo e mostre como alguns dos métodos empregados em separação de misturas podem ser usados para essa finalidade.
7. Pesquise como é feito o tratamento de água para uso doméstico. Associe algumas das etapas desse tratamento com os métodos de desdobramento de misturas que você conhece.

Fornecendo energia a algumas substâncias

Objetivos

- Verificar que, a uma temperatura elevada, os átomos de certos metais emitem luzes de cores características.
- Relacionar os efeitos obtidos com os postulados de Böhr.

Material utilizado

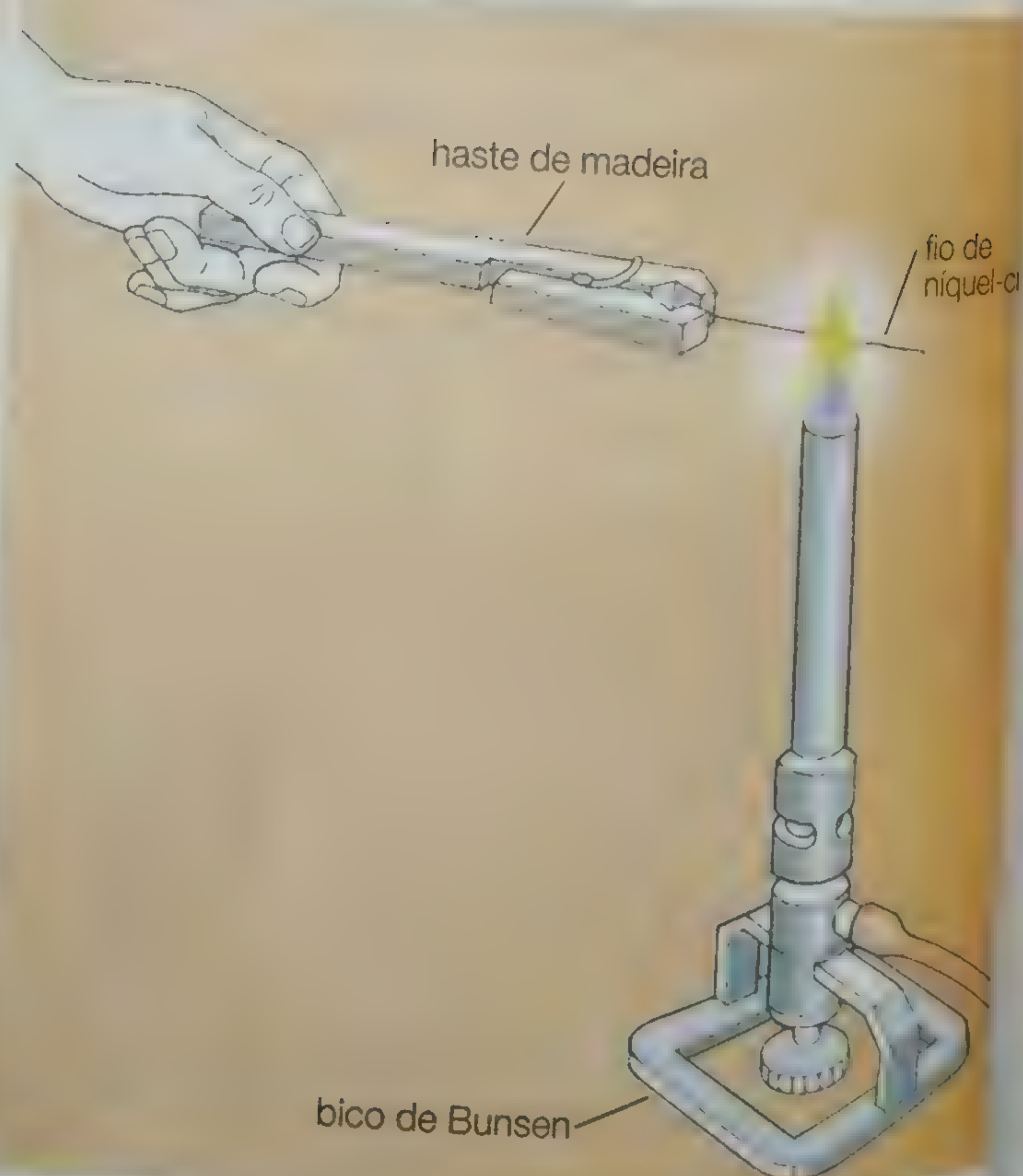
- Tubos de ensaio (6)
- Estante para tubos de ensaio
- Arame de níquel-crômio adaptado em haste de madeira ou bastão de vidro
- Bico de Bunsen ou lamparina a álcool

Reagentes

- Cloreto de sódio
- Cloreto de estrôncio
- Cloreto de cálcio
- Cloreto de bário
- Cloreto de potássio
- Sulfato de cobre II

Procedimento

- Aqueça na chama de um bico de Bunsen o fio de níquel-crômio até que este não altere mais a cor da chama.
- Mergulhe o fio em uma solução concentrada de cloreto de estrôncio e introduza-o na chama oxidante do bico de Bunsen. Observe a cor da chama e anote.
- Repita o experimento com soluções concentradas de sulfato de cobre II, cloreto de cálcio, cloreto de bário, cloreto de potássio e cloreto de sódio, deixando este por último para que não contamine as outras amostras. Em cada caso, utilize sempre o fio de níquel-crômio preparado de acordo com o primeiro item. Anote as cores obtidas.



1. Organize uma...
2. A propriedade dos elementos de transição é a cor característica. Qual a cor obtida para:
 - a) sais de estrôncio
 - b) sais de bário
 - c) sais de potássio

Observação de substâncias

Objetivos

- Observar as propriedades físicas e químicas dos metais e dos não-metais.
- Observar a condutibilidade elétrica dos metais e dos não-metais.
- Observar as propriedades de algumas substâncias e classificá-las como metais e não-metais.

Procedimento

1ª parte
Observando as propriedades organolépticas

Observe as cores das substâncias. Verifique o efeito do impacto das batidas.

Questões

1. Organize uma tabela com os resultados obtidos e as substâncias utilizadas.
2. A propriedade de as substâncias emitirem chamas coloridas é utilizada em fogos de artifício que, dependendo dos sais presentes, apresentam luz de uma cor característica.
Qual a cor obtida quando o artifício contém:
a) sais de estrôncio?
b) sais de cálcio?
c) sais de potássio?

Atividade prática 5

Observando algumas propriedades de substâncias metálicas e não-metálicas

Objetivos	Materiais utilizados	Reagentes
<ul style="list-style-type: none"> • Observar algumas propriedades dos metais e dos não-metais. • Observar a condutibilidade elétrica dos metais e dos não-metais. • Observar as propriedades de algumas substâncias e classificá-las em metais e não-metais. 	<ul style="list-style-type: none"> • Pilha de 1,5 V • Soquete com lâmpada de 1,5 V • Pedacos de fios elétricos de cobre • Vidro de relógio • Fita-crepe • Lixa fina (ou palha de aço) • Martelo • Interruptor para 1,5 V 	<ul style="list-style-type: none"> • Enxofre • Carvão/grafite • Iodo (sólido) • Magnésio (fitas ou raspas) • Ferro (prego ou palha de aço) • Cobre • Alumínio

Procedimento

1ª parte

Observando algumas propriedades organolépticas das substâncias

Observe as características das substâncias mencionadas em relação à cor, ao estado de agregação e ao brilho. Anote.

Verifique o comportamento das amostras das substâncias dadas em relação ao impacto das batidas de martelo e anote.

2ª parte

Verificando a condutibilidade elétrica de algumas substâncias

Vamos observar a condutibilidade elétrica das substâncias relacionadas.

- Construa um circuito elétrico conforme a figura 1 e toque levemente as extremidades livres do fio para testar o circuito. Anote.
- Teste a condutibilidade das substâncias sólidas, conforme a figura 2. Tenha o cuidado de lixar levemente a superfície onde será feito o teste.

Figura 1: Circuito elétrico.

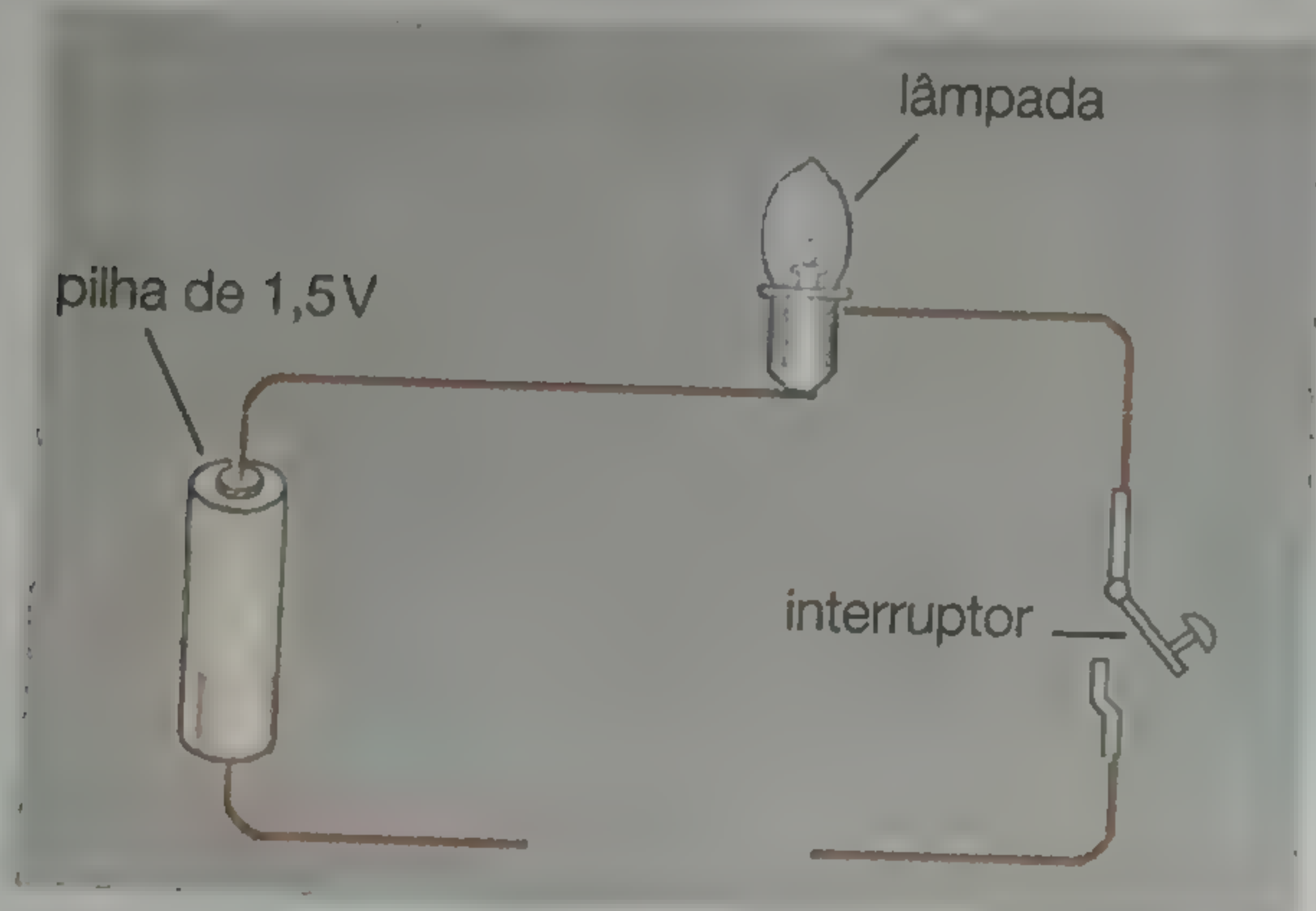
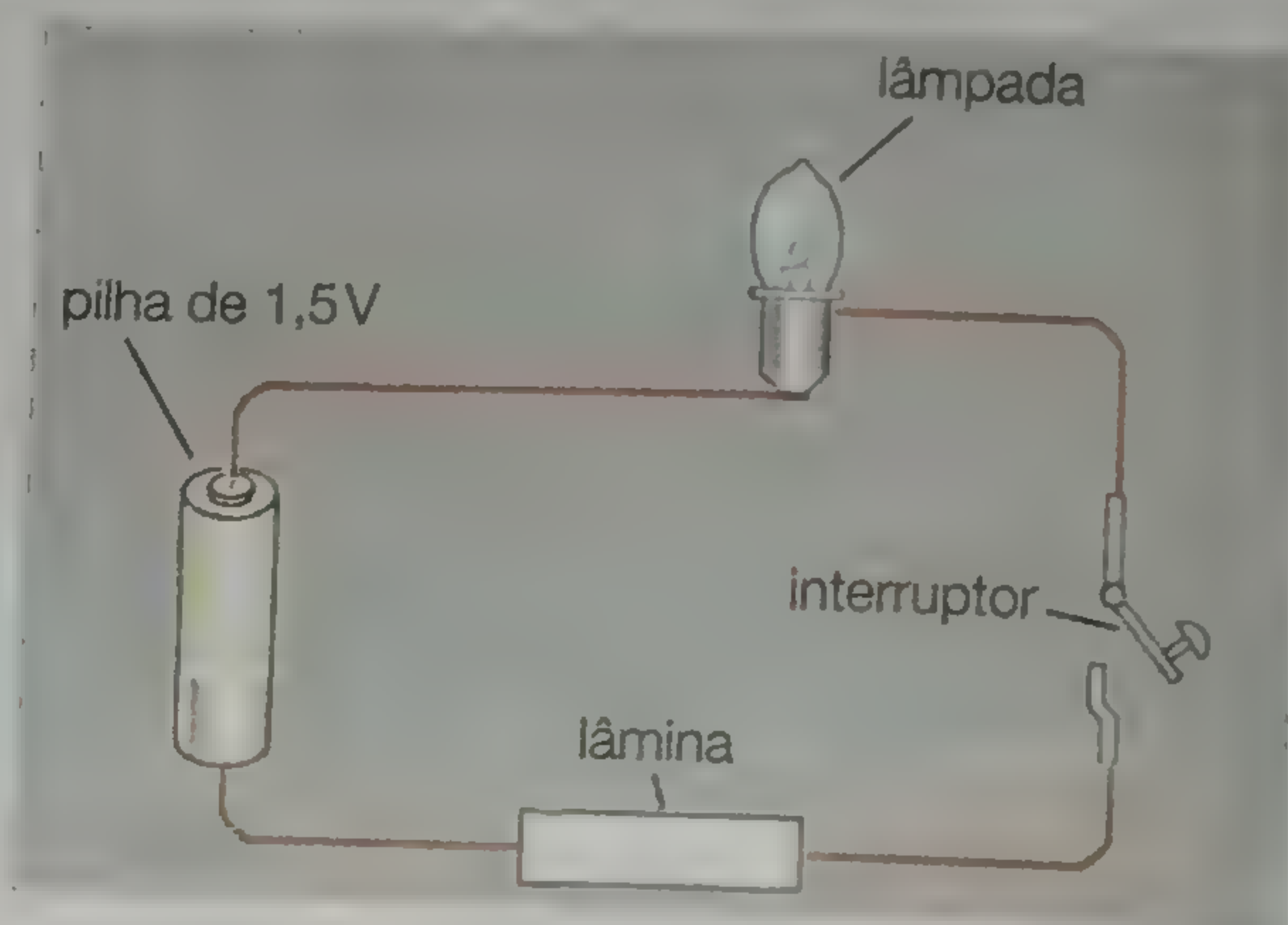


Figura 2: Circuito elétrico com placa.



- Repita o procedimento anterior com as demais substâncias sólidas colocando-as sobre o vidro de relógio (figura 3).

Figura 3: Circuito elétrico com vidro de relógio.

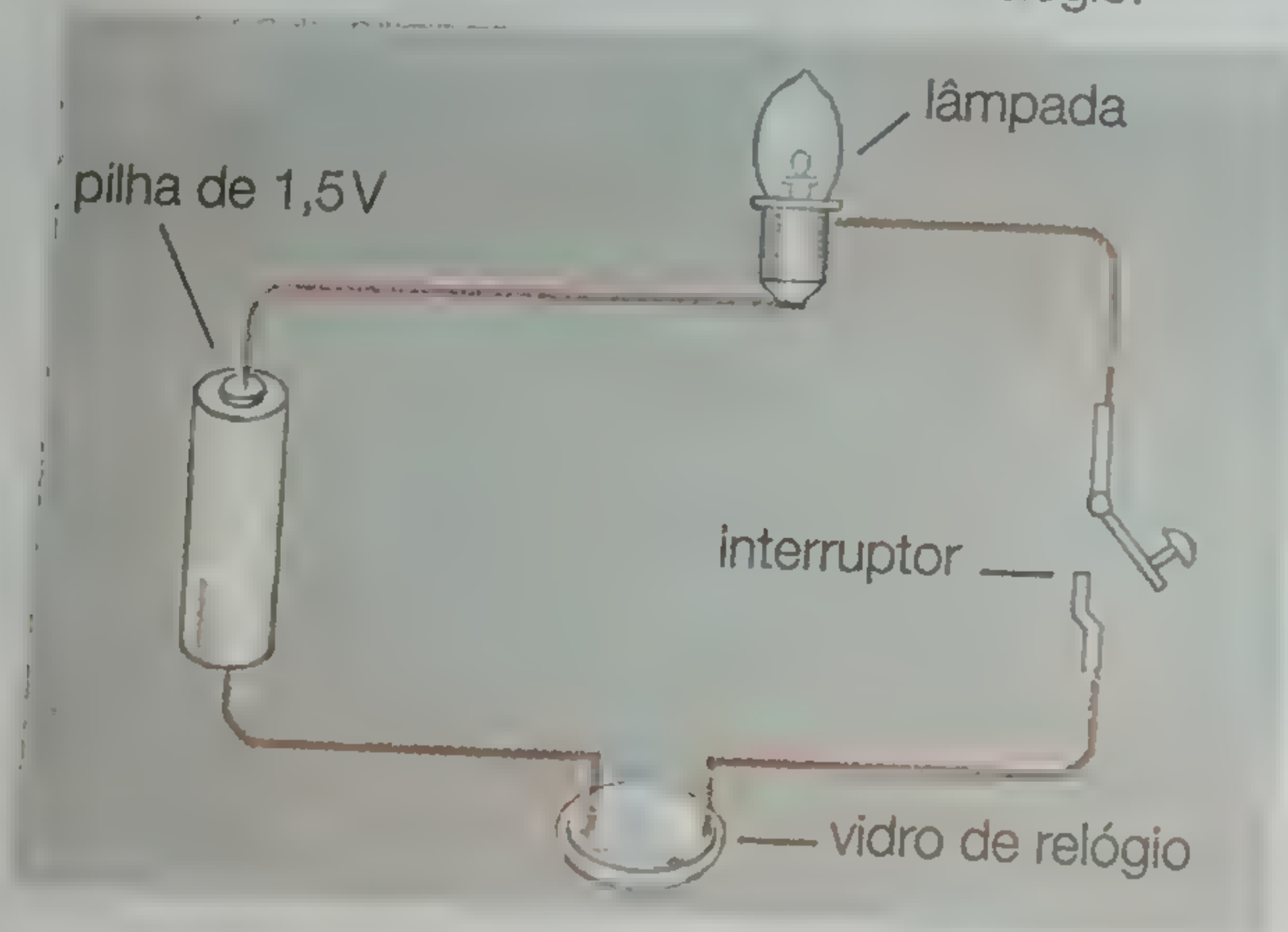
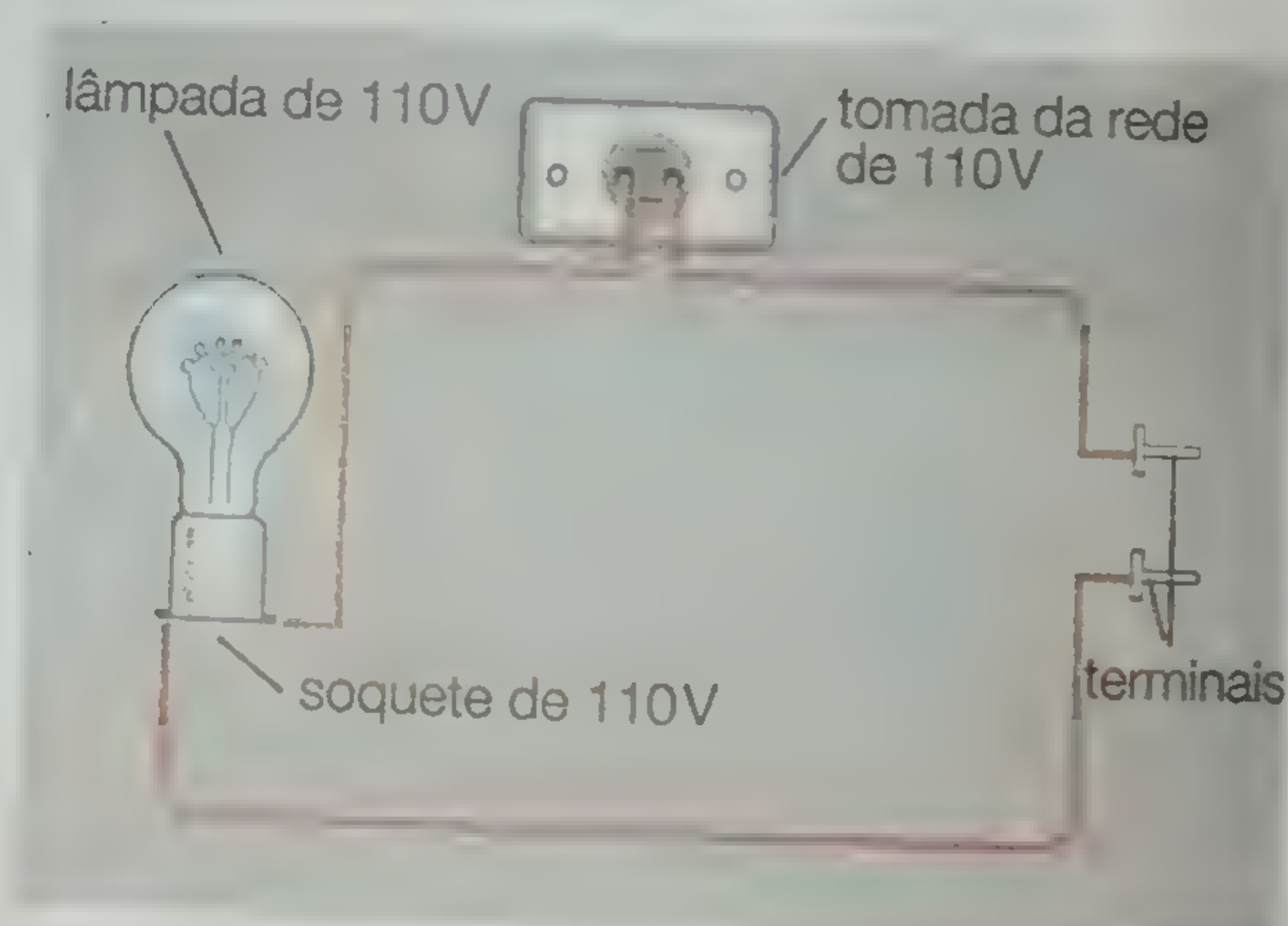


Figura 3A: Circuito elétrico.



Observação: O circuito elétrico pode ser feito utilizando-se energia elétrica da rede (110V) e lâmpada de 110V (figura 3A).

Questões

1. Com base nos resultados obtidos, organize um quadro apresentando as propriedades cor, estado de agregação, brilho, choque mecânico e condutibilidade elétrica.
2. Analise o comportamento das substâncias em relação à condutibilidade elétrica e classifique-as em metais e não-metais. Compare com a classificação da tabela periódica.
3. Analise os resultados da 1ª parte e verifique se é possível classificar as substâncias em metais e não-metais.

Atividade prática 6

Será que a lâmpada acende?

Objetivos

- Verificar a passagem de corrente elétrica em substâncias iônicas e moleculares.
- Observar a passagem de corrente elétrica em substâncias nos estados sólido, líquido e em solução aquosa.

Material utilizado

- Pregador de roupa (2)
- Béquer de 50 mL (3)
- Bastão de vidro (2)
- Cadinho de porcelana e triângulo de porcelana
- Pilha de 1,5 V (2)
- Lâmpada de 3V com soquete
- Fio de cobre de aproximadamente 2 mm de diâmetro
- Tripé
- Bico de Bunsen
- Balança romana
- Lâmina de cobre (eletrodos) (2)

Reagentes

- Açúcar cristal
- Sal de cozinha
- Cloreto de zinco anidro
- Água

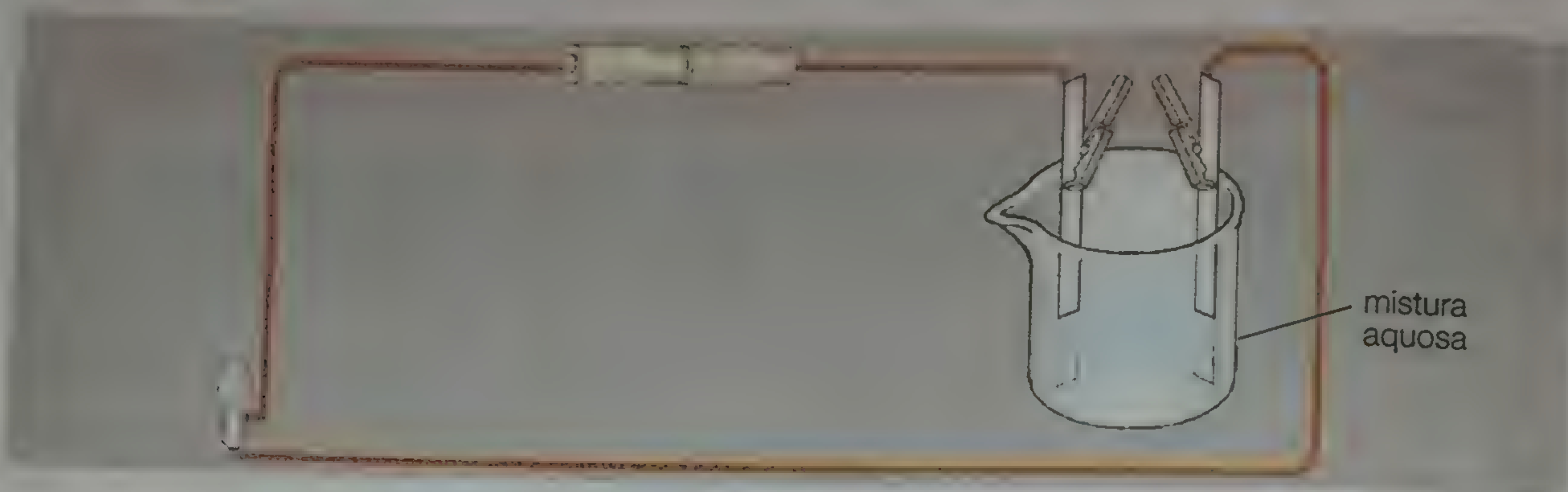
Procedimento

1. No estado sólido e em meio aquoso

Rotule os béqueres. Coloque no béquer 1 cerca de 30 mL de água. No béquer 2, cerca de 5 g de sal de cozinha e, no béquer 3, cerca de 5 g de açúcar.



- Introduza os terminais do circuito no béquer 1; prenda os eletrodos na borda do béquer com pregadores. Observe a lâmpada.
- Da mesma forma, introduza os terminais do circuito no béquer 2 e observe a lâmpada. Lave as lâminas de cobre e repita a operação utilizando o béquer 3. Observe.
- Coloque nos béqueres 2 e 3 cerca de 30 mL de água. Agite com o bastão de vidro até dissolver os sólidos e introduza os eletrodos no sistema. Verifique o que acontece com a lâmpada.



2. No estado sólido e fundido

Com o auxílio de uma balança, coloque cerca de 20 gramas de cloreto de zinco anidro num cadinho de porcelana. Monte a aparelhagem de acordo com o esquema ao lado. Introduza os eletrodos na massa de cloreto de zinco. Observe a lâmpada.

Aqueça o sistema suavemente, utilizando o bico de Bunsen. Evite o aquecimento excessivo para impedir que a substância seja projetada para fora do cadinho. Aguarde a fusão do composto e observe o comportamento da lâmpada. Retire o bico de Bunsen, deixando o cloreto de zinco esfriar. Observe a lâmpada novamente.



Sugestão: Repita o experimento substituindo o cloreto de zinco pelo açúcar cristal, usando o bico de Bunsen com chama mínima.

Questões

1. Por que a água não permite que a lâmpada acenda?
2. O sal dissolvido em água conduziu corrente elétrica? Justifique.
3. O açúcar dissolvido em água conduziu corrente elétrica? Justifique.
4. Nos experimentos com o cloreto de zinco sólido e com o açúcar cristal sólido, a lâmpada acendeu? Por quê?
5. O que aconteceu com a lâmpada durante o experimento com o cloreto de zinco:
 - a) no momento em que se iniciou o aquecimento?
 - b) quando o composto se fundiu?
 - c) quando o composto esfriou?

Atividade prática 7

Reações químicas

Objetivos

- Verificar os principais tipos de reações químicas.
- Observar as mudanças nas características físicas das substâncias antes e após o fenômeno.

Material utilizado

- Tubos de ensaio (5)
- Estante para tubos de ensaio
- Proveta (10 mL)
- Pinça de madeira
- Pinça metálica
- Espátula
- Etiquetas adesivas
- Bico de Bunsen
- Fósforo de segurança

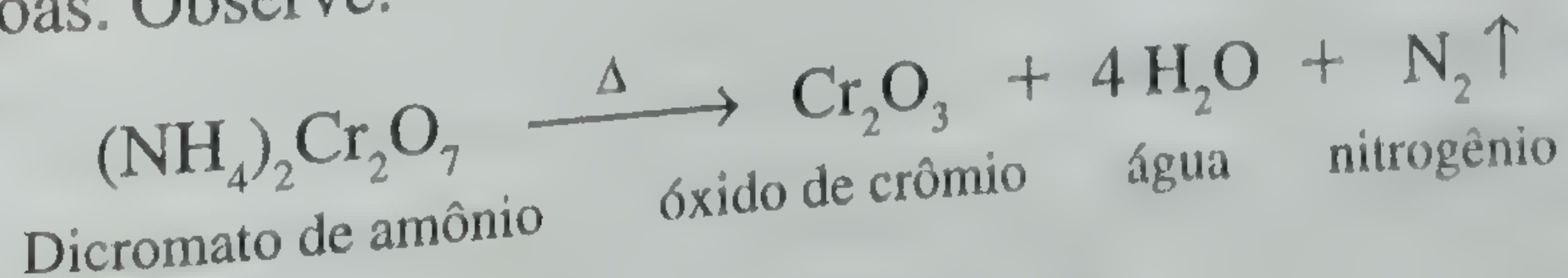
Reagentes

- Dicromato de amônio $(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ sólido
- Magnésio em fita ou em raspas ou palhinha de aço
- Zinco em raspa
- Soluções diluídas de: sulfato de sódio (Na_2SO_4) , cloreto de bário (BaCl_2) e ácido clorídrico (HCl)

Procedimento

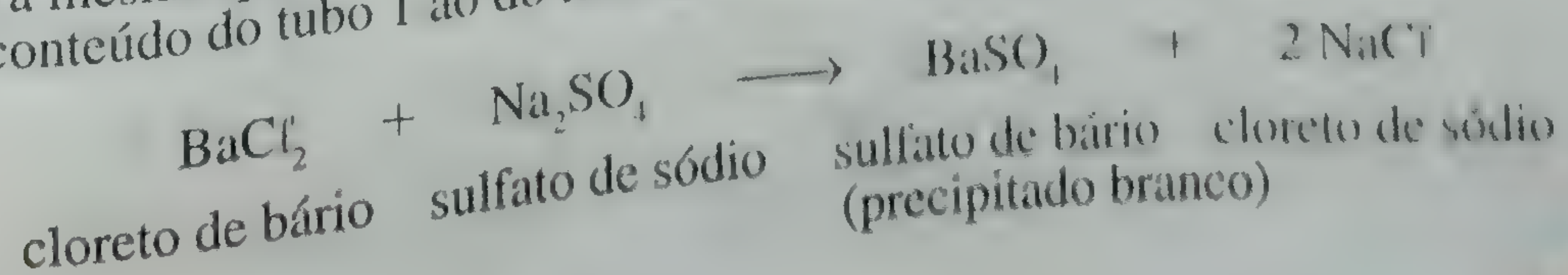
1. Aquecendo o dicromato de amônio $(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7$

- Em um tubo de ensaio médio, coloque **uma pequena porção** de $(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ sólido. Com o auxílio da pinça de madeira, segure-o e aqueça-o cuidadosamente na chama do bico de Bunsen, mantendo o tubo inclinado. Cuidado: Não direcione o tubo na direção das pessoas. Observe.



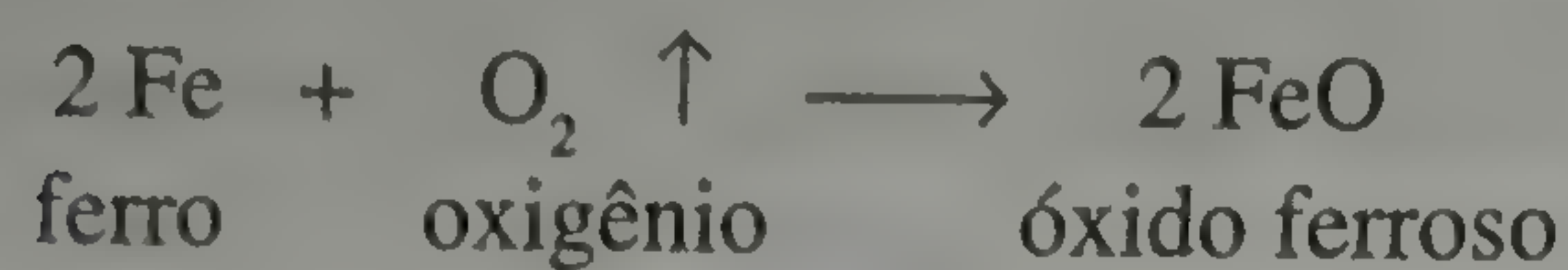
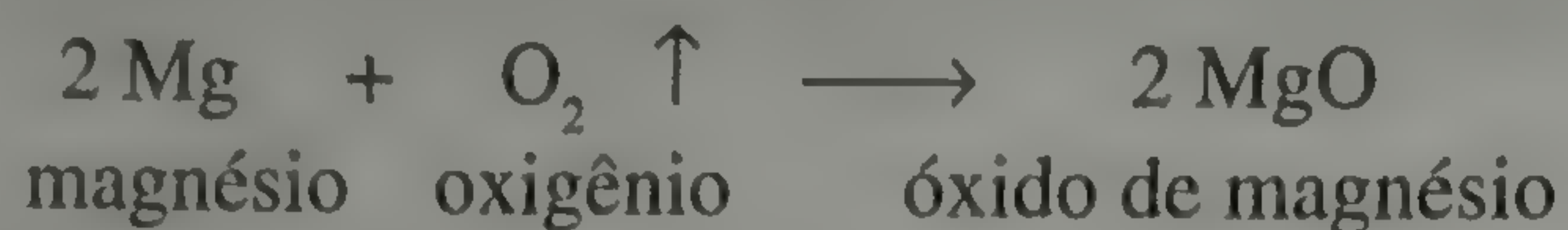
2. Reagindo a solução de cloreto de bário com a de sulfato de sódio

- Rotule dois tubos de ensaio com os números 1 e 2.
- Coloque aproximadamente 2 mL de solução de sulfato de sódio no tubo 1 e aproximadamente a mesma quantidade de solução de cloreto de bário no tubo 2.
- Junte o conteúdo do tubo 1 ao do tubo 2. Observe o resultado.



3. Queimando o magnésio (Mg)

- Com o auxílio da pinça, segure um pedaço de aproximadamente 1,5 cm de magnésio ou chumaço de palhinha de aço e queime-o. Observe o material antes e depois da queima.



4. Reagindo metais com ácido clorídrico

- Rotule dois tubos de ensaio, um para Zn e outro para Mg (raspas).
- Coloque em cada tubo uma pequena porção do metal correspondente.
- Adicione de 2 mL a 3 mL de ácido em cada tubo. Observe. Introduza rapidamente um fósforo aceso no tubo de ensaio.

metal + ácido clorídrico \longrightarrow cloreto do metal + hidrogênio (gás)



Essa reação não é uma “dissolução” do metal em ácido, e sim uma reação química, pois em uma dissolução não ocorre mudança de substâncias.

Questões

- Cite os aspectos físicos de cada um dos sistemas de reação abaixo: antes, durante e após o fenômeno.

SISTEMA	
Aquecendo o dicromato de amônio	
Reagindo soluções de cloreto de bário com sulfato de sódio	cloreto de bário
	sulfato de sódio

- Considerando as reações químicas acima, identifique quais são as reações de síntese e de decomposição.
- Pesquise:
 - Como é obtida a maior parte do cloreto de sódio (sal de cozinha)?
 - Encontra-se ferro metálico na natureza? Cite alguns minérios empregados para obtenção de ferro metálico.
 - O HCl puro é um gás conhecido como cloreto de hidrogênio. A mistura dessa substância em água constitui o que chamamos de ácido clorídrico. Quais as matérias-primas empregadas na obtenção do cloreto de hidrogênio?

4. Cite os aspectos físicos antes e após o fenômeno.

Queima do

5. Em cada experiência?

6. Que método usamos para identificar o NaCl?

7. Por meio de qual método?

a) a fonte natural

b) algumas aplicações

8. Pesquise:

a) Todos os metais

b) O que significa

c) Por que não

Atividade

Obtendo

Objetivos

- Observar a reação e a decomposição de um ácido instável.
- Verificar a reação de um ácido em incineração.

4. Cite os aspectos físicos de cada um dos sistemas de reação abaixo: antes, durante e após o fenômeno.

SISTEMA	
Queima do ferro ou magnésio	Metais com ácido clorídrico

5. Em cada experiência, qual a evidência prática de que ocorreu uma reação química?
6. Que método pode ser utilizado para separar o $\text{BaSO}_{4(s)}$ da solução aquosa de NaCl ?
7. Por meio de pesquisa, procure estabelecer:
- a fonte natural do nitrogênio.
 - algumas aplicações práticas do metal magnésio.
8. Pesquise:
- Todos os metais reagem com a mesma facilidade com ácido clorídrico?
 - O que significa a expressão metal nobre?
 - Por que não se pode armazenar ácido clorídrico em recipientes metálicos?

Atividade prática 8

Obtendo um ácido

Objetivos

- Observar a formação e a decomposição de um ácido instável.
- Verificar a ação do ácido em indicadores.

Materiais utilizados

- Erlenmeyer
- Béquer
- Rolha
- Tubinho de plástico (ou tubo de vidro)
- Colher de sopa

Reagentes

- Bicarbonato de sódio (ou fermento químico em pó)
- Ácido acético (ou vinagre)
- Indicadores: metilorange, tornassol azul e vermelho

Procedimento

- Monte um sistema conforme o esquema da figura 1.

FIGURA 1

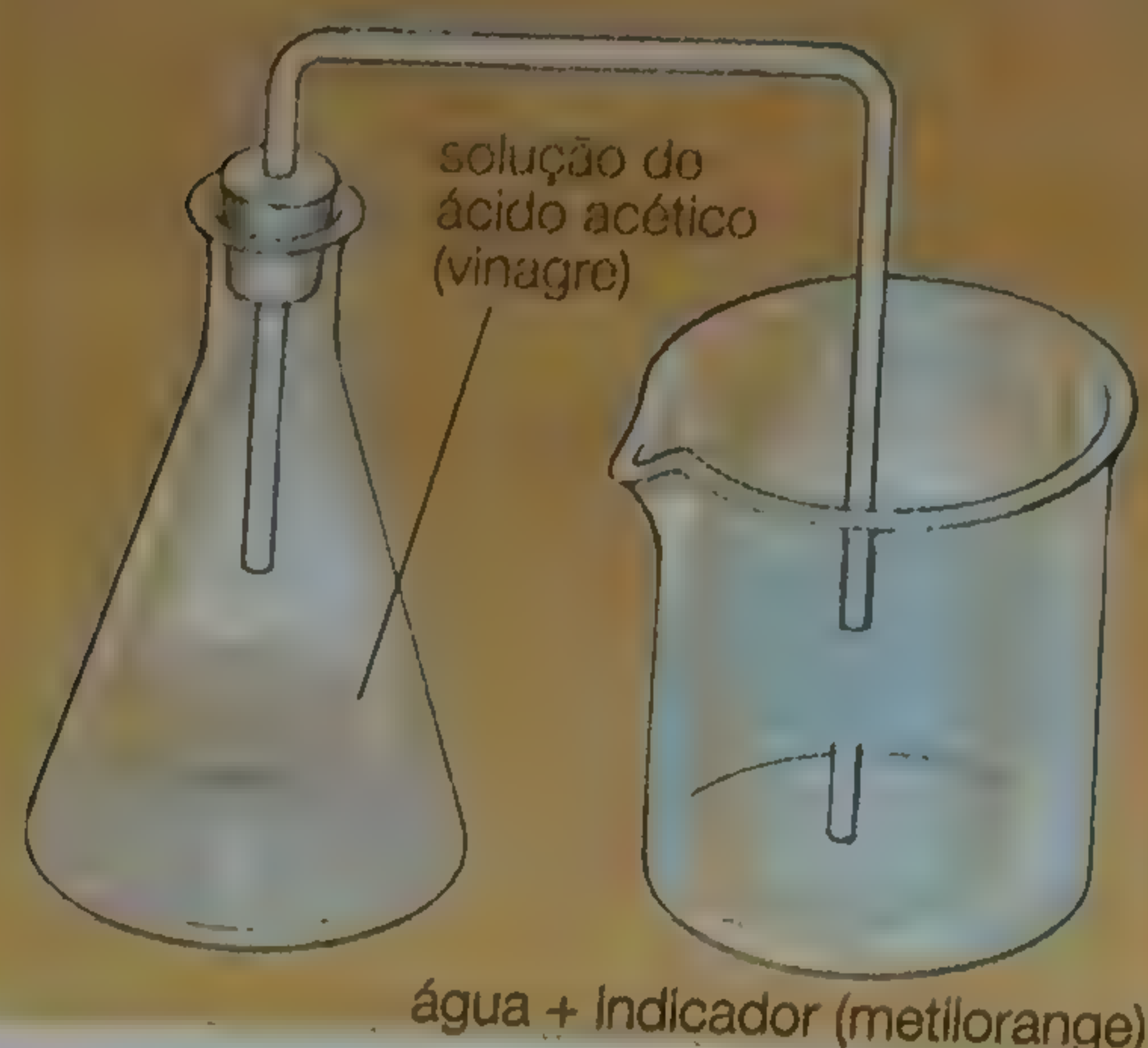
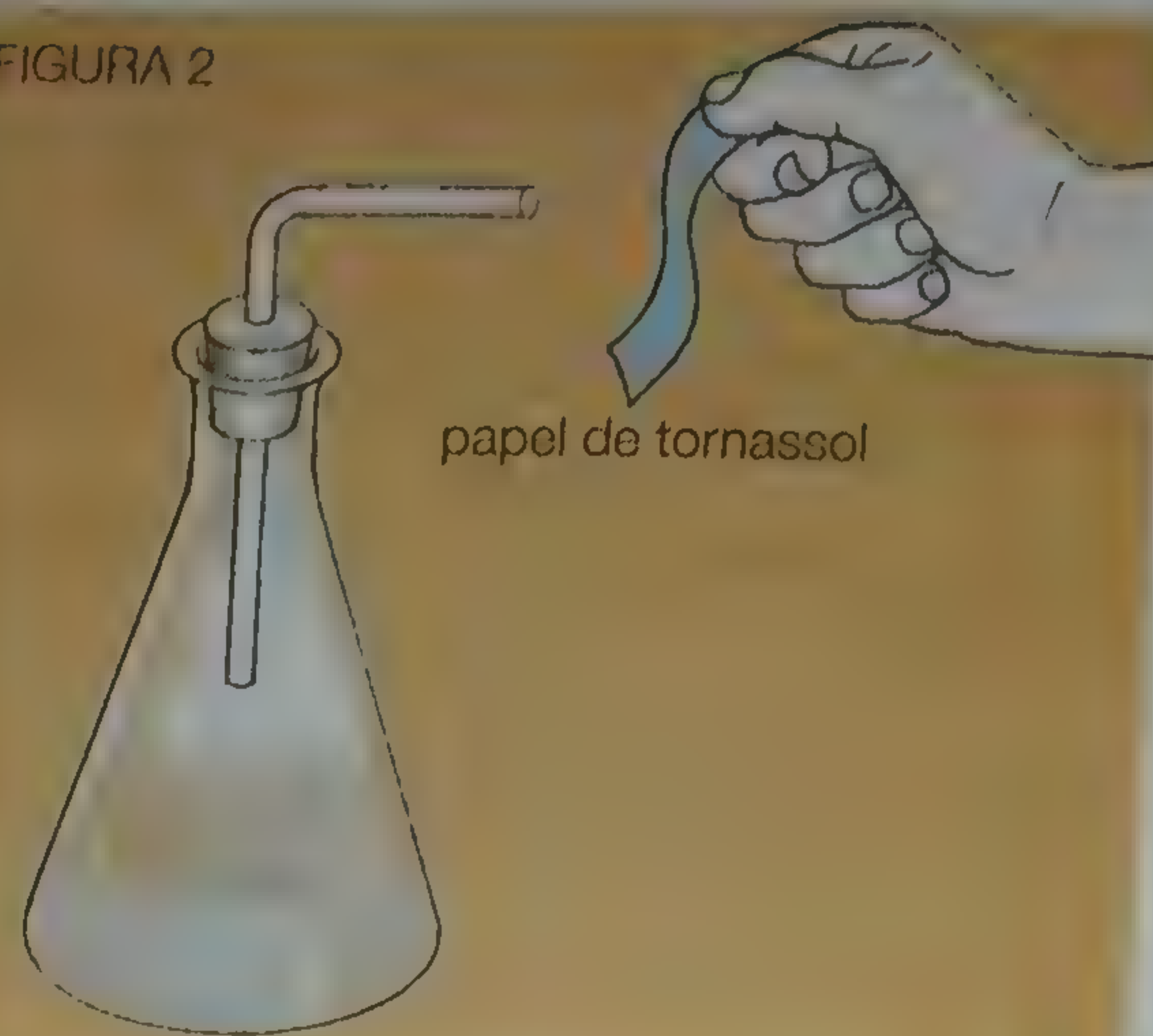


FIGURA 2



- Coloque no erlenmeyer um pouco de vinagre. Adicione cerca de uma colher de sopa de bicarbonato de sódio e arrolhe o frasco imediatamente. Deixe borbulhar o gás liberado no béquer que contém a água e o indicador. Observe.
- Retire o tubinho do béquer.
- Aproxime da sua extremidade o papel de tornassol azul umedecido com água, conforme a figura 2. Verifique o que acontece.
- Repita o procedimento anterior com o papel de tornassol vermelho.
- Verifique o que acontece.

Questões

1. Organize os dados do experimento.
2. Discuta com os colegas de seu grupo os resultados obtidos.
3. Pesquise:
 - a) Qual o ácido presente no estômago?
 - b) Em que consiste a gastrite?
 - c) Por que pessoas com gastrite devem evitar refrigerantes e excesso de vinagre e limão na alimentação?
4. Pesquise:
 - a) Por que, para se preparar uma solução aquosa de ácido sulfúrico partindo do ácido puro, deve-se adicionar lentamente e com agitação o ácido à água e nunca fazer o inverso?
 - b) Qual o nome oficial do ácido conhecido comercialmente como ácido muriático?
 - c) Qual o gás formado na reação entre ácido clorídrico e bicarbonato de sódio?
5. De acordo com as observações que você fez na experiência, tente justificar por que não se recomenda o uso de ácido muriático para limpeza de pisos ou pias de mármore (material formado principalmente por carbonato de cálcio — CaCO_3).

• Corte
1 cm de
vermelho
• Coloque
tornassol
• Com o
solução
do clo
color
• Col
dri
d

Atividade prática 9

Usando indicadores

Objetivos

- Verificar as propriedades funcionais de ácidos e bases.
- Verificar as colorações dos indicadores na presença de soluções ácidas e básicas.

Material utilizado

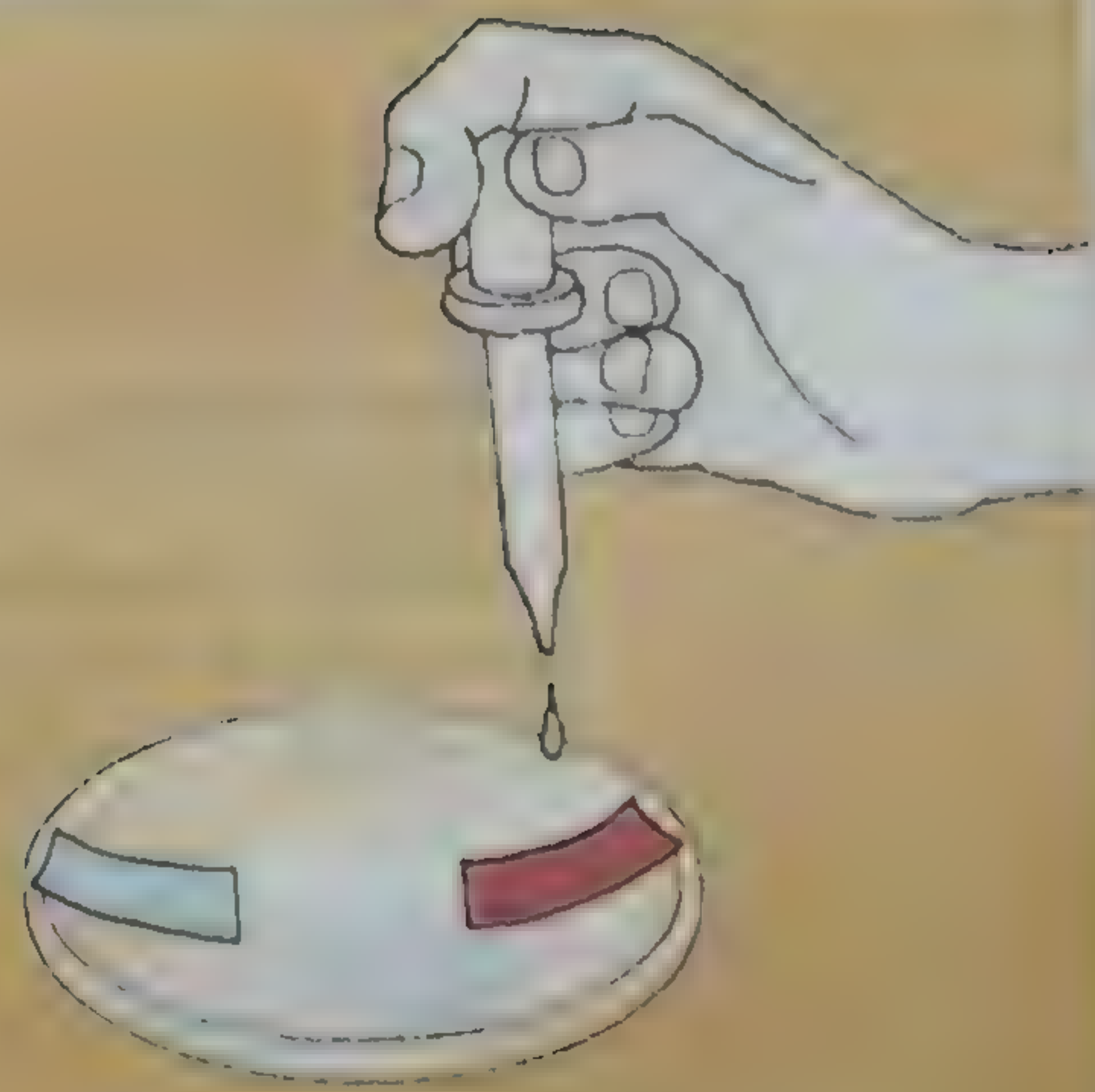
- Vidros de relógios ou tampinhas de remédio (5)
- Conta-gotas (7)

Reagentes

- Solução de ácido clorídrico 0,1 mol/L
- Solução de hidróxido de sódio 0,1 mol/L
- Leite de magnésia
- Frutas (banana, maçã, tomate, laranja)
- Suco de fruta (limão)
- Papel de tornassol azul e vermelho
- Indicadores naturais
- Solução de fenolftaleína
- Solução de alaranjado de metila (metilorange)

Procedimento

- Corte cinco pedaços de aproximadamente 1 cm de papel de tornassol azul e cinco de vermelho.
- Coloque um pedaço de cada cor de papel de tornassol nas bordas do vidro de relógio.
- Com o auxílio do conta-gotas (um para cada solução), coloque duas ou três gotas de ácido clorídrico sobre os dois papéis. Observe a coloração dos papéis e anote.
- Coloque mais algumas gotas de ácido clorídrico no vidro de relógio e adicione uma gota de fenolftaleína. Observe a coloração e anote. Guarde o resultado obtido para mostrar aos colegas.



- Pegue outro vidro de relógio e coloque algumas gotas de ácido clorídrico. Adicione algumas gotas de alaranjado de metila. Observe a cor e anote.
- Proceda de igual maneira utilizando um indicador natural.
- Repita todos os passos anteriores para os demais reagentes.
- Para o caso de frutas, corte um pequeno pedaço do fruto e coloque-o sobre o vidro de relógio (cada grupo escolhe uma fruta diferente da dos demais).
- Umedeça um pedaço de papel de tornassol azul e outro de vermelho e coloque sobre a fruta. Observe a coloração dos papéis e anote.

Modelo de registro dos dados observados:

INDICADORES REAGENTES	PAPEL DE TORNASSOL		FENOLFTA- LEÍNA	ALARANJADO DE METILA	NATURAL: EXTRATO ALCOÓLICO
	Azul	Vermelho			
HCl					
NaOH					
Leite de magnésia					
Suco de limão					
Frutas					

Observação: Preparo de indicadores naturais: macerar folhas, flores ou frutos coloridos e deixar no álcool comum para extrair o pigmento. Filtrar e usar a solução como indicador. Exemplos: rosa vermelha, flor de hibisco, repolho roxo, maria-sem-vergonha. Pode-se usar água fervente em vez de álcool comum.

Questões

1. O suco de limão apresenta caráter ácido ou básico? Como se pode chegar a essa conclusão?
2. Indique os reagentes que apresentam caráter ácido e os que apresentam caráter básico.

Atividade prática 10

Obtendo óxido básico

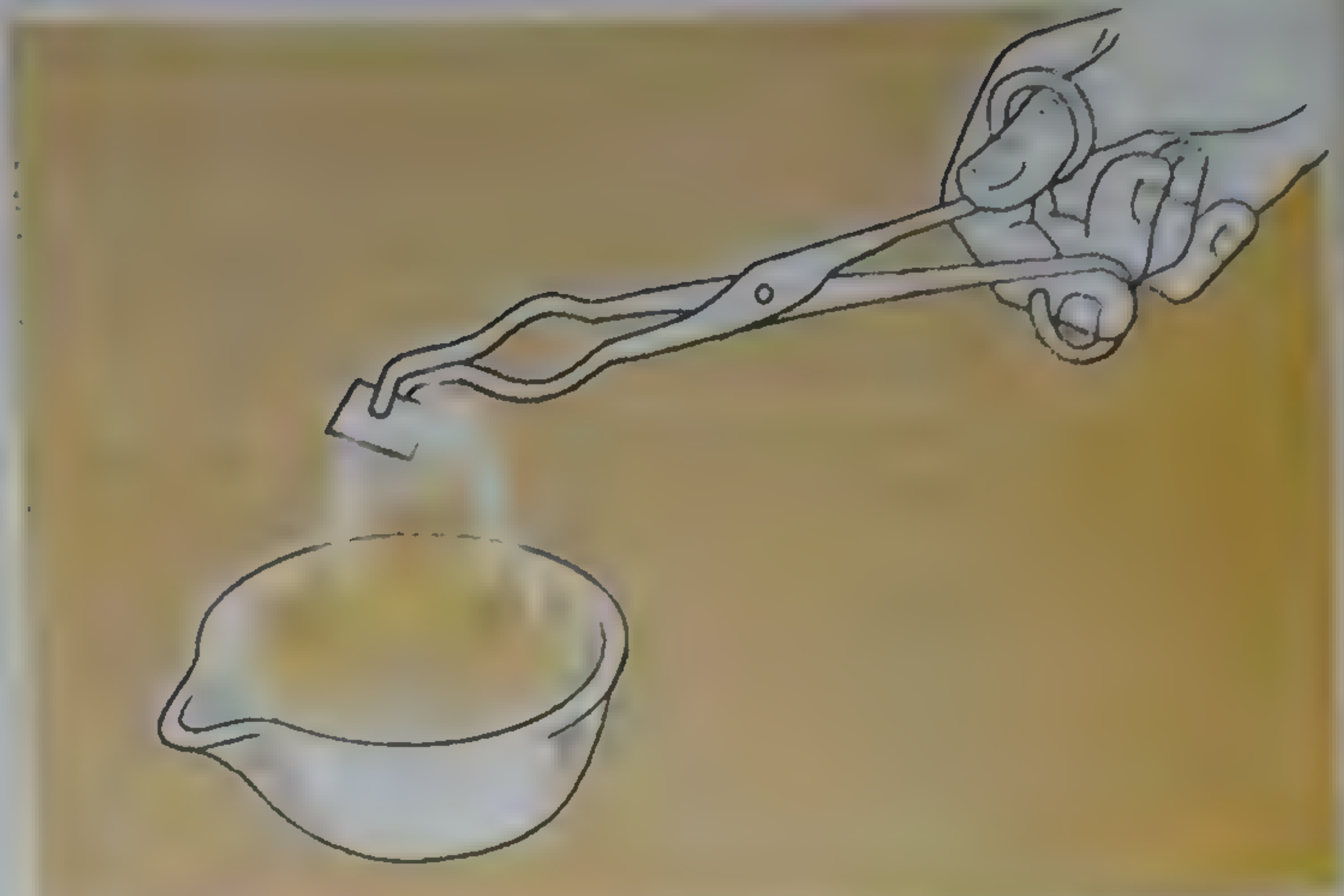
- Obter um óxido básico.
- Verificar o comportamento do óxido na presença de indicadores.

- Cápsula de porcelana
- Bastão de vidro
- Pinça metálica
- Fósforo de segurança

- Papel de tornassol vermelho
- Magnésio em fita
- Solução de fenolftaleína
- Água

Procedimento

- Corte aproximadamente 1,5 cm da fita de magnésio.
- Com auxílio da pinça metálica, segure o magnésio e queime-o sobre a cápsula de porcelana, conforme mostra a figura. Observe.
- Adicione água até que cubra o produto da combustão.
- Com o auxílio do bastão de vidro, misture a solução até que fique homogênea. Mergulhe nela um pedaço de papel de tornassol vermelho e observe as modificações que ocorrem.
- Em seguida, adicione uma gota de fenolftaleína na cápsula de porcelana. Observe.



Questões

1. Compare o aspecto do magnésio metálico com o aspecto do produto da queima. O que aconteceu com o magnésio durante a queima?
2. Equacione a reação química efetuada.
3. Com base no experimento, conclui-se que o óxido de magnésio é um óxido ácido ou um óxido básico? Justifique por meio de reação química.

Atividade prática 11

Preparando amônia (Experiência demonstrativa)

Objetivos

- Obter amônia por meio da reação de dupla troca entre um sal e uma base.
- Verificar o comportamento da base em presença de fenolftaleína.

Materiais utilizados

- Tubo de ensaio
- Erlenmeyer (125 mL)
- Cuba de vidro
- Tubo de vidro curvo
- Tubo de vidro com uma das extremidades em capilar
- Suporte universal com garra
- Rolha de cortiça (2)
- Bico de Bunsen
- Balança
- Vidro de relógio
- Espátula

Reagentes

- NH_4Cl (sólido)
- NaOH (sólido)
- Solução de fenolftaleína
- Água

Procedimento

- Monte um sistema conforme a figura 1. No tubo de ensaio coloque cerca de 5 g de NH_4Cl (sólido) e adicione cerca de 4 g de NaOH (sólido). Tape com a rolha já adaptada ao tubo de vidro recurvado.
- Aqueça cuidadosamente por algum tempo e recolha, no erlenmeyer, o gás liberado.
- Interrompa o aquecimento e tape o erlenmeyer com a rolha adaptada ao tubo de vidro terminado em capilar (figura 2).
- Coloque o erlenmeyer com a extremidade larga do tubo de vidro mergulhada na cuba com água e fenolftaleína. Observe.

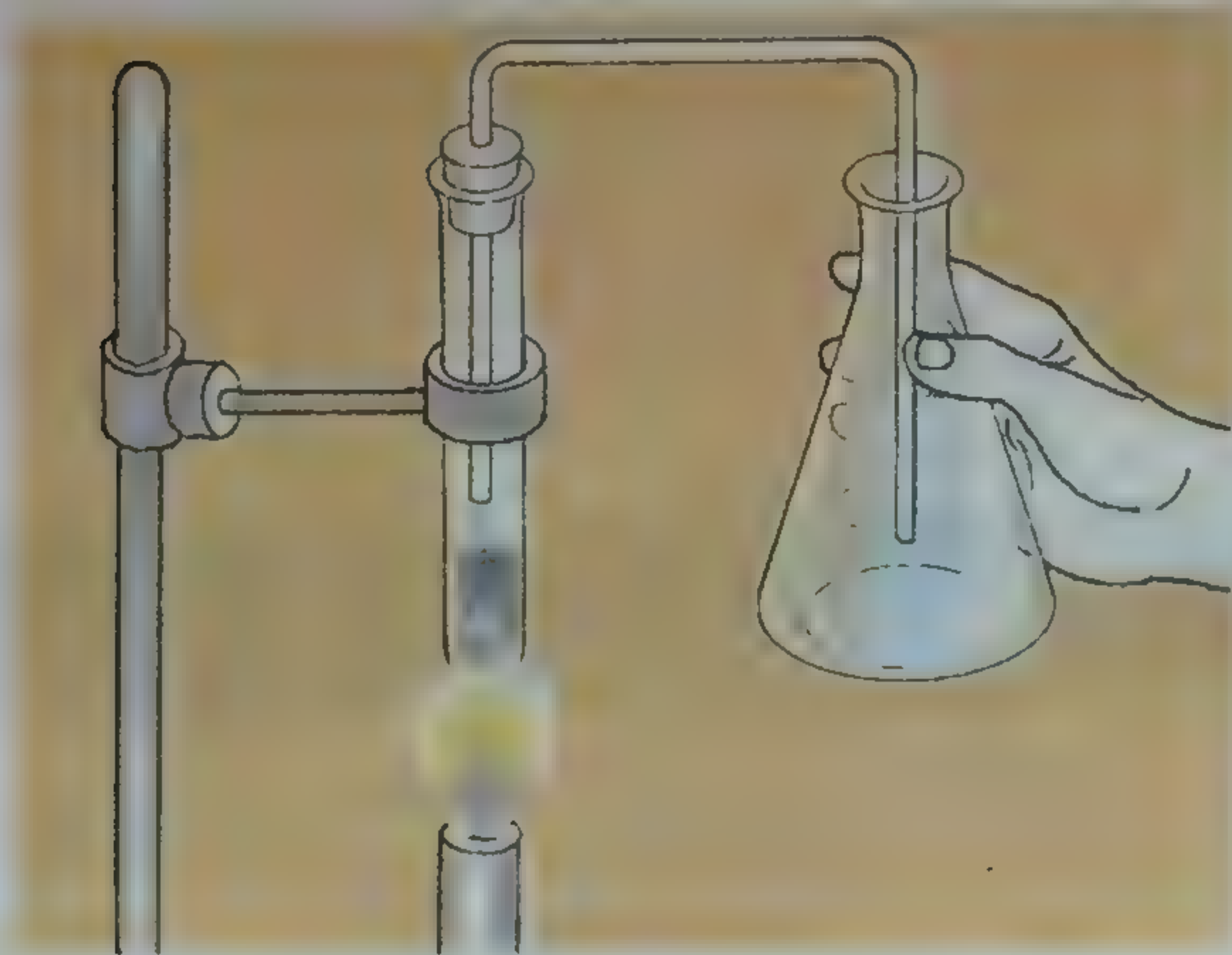


Figura 1

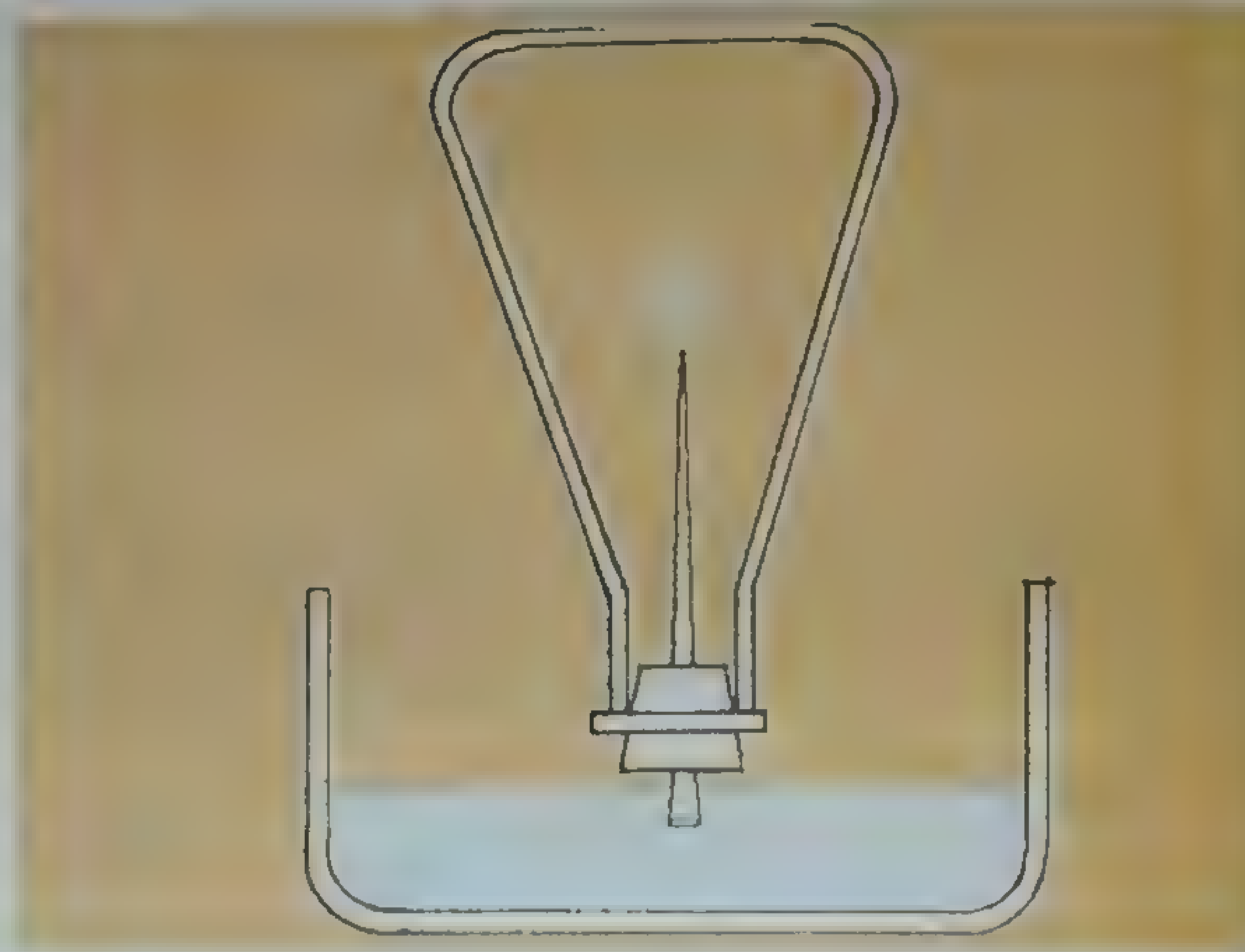


Figura 2

Questões

1. O que se pode observar sobre o comportamento da fenolftaleína?
2. Escreva a reação de obtenção do NH_3 .

Atividade prática 12

Verificando a Lei de Lavoisier

Objetivo

- Verificar que a soma das massas de substâncias reagentes é igual à soma das massas de substâncias produzidas numa reação química em sistema fechado.

Materiais utilizados

- Erlenmeyer
- Tubo de ensaio pequeno
- Rolha para o erlenmeyer
- Balança
- Proveta de 10 mL

Reagentes

- Solução de HCl 0,2 mol/L
- Solução de NaOH 0,2 mol/L
- Fenolftaleína

Procedimento

Reação de neutralização

- Coloque cerca de 10 mL de NaOH 0,2 mol/L no interior do erlenmeyer. Adicione algumas gotas de fenolftaleína. Haverá formação da coloração vermelha característica.
- Introduza cerca de 10 mL de HCl 0,2 mol/L no tubo de ensaio. Deposite cuidadosamente esse tubo no interior do erlenmeyer de maneira que ele fique apoiado. Observe a figura 1.

Figura 1



Figura 2

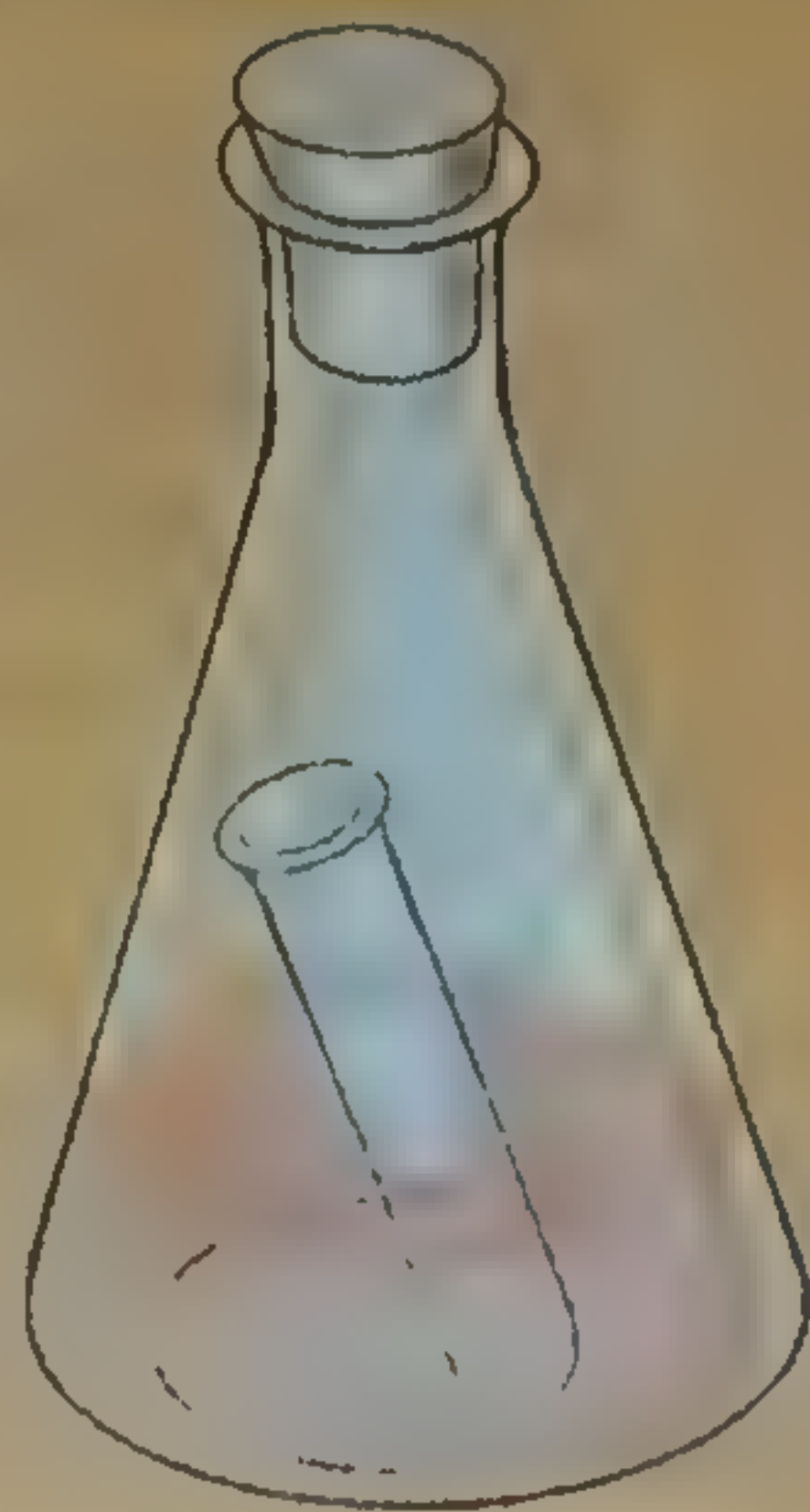


Figura 3



- Tape o erlenmeyer com a rolha (figura 2) e leve o conjunto à balança. Anote a massa inicial.
- Incline cuidadosamente o erlenmeyer fechado a fim de permitir a saída do HCl contido no tubo de ensaio, que reage ao entrar em contato com o NaOH presente no erlenmeyer (figura 3). Observe a mudança de coloração da fenolftaleína.
- Leve novamente o conjunto à balança. Anote a massa final e compare com a inicial.

Questões

1. Descreva o que você observou no experimento.
2. Que conclusões você pôde tirar das observações feitas?
3. À lei de Lavoisier seguiu-se uma outra lei ponderal bastante importante, que serve de base para os cálculos das massas das substâncias envolvidas numa reação química e que é conhecida como lei de Proust.

Pesquise:

a) Em que consiste a lei de Proust.

b) Receita de pão integral:

- 1 kg de farinha de trigo integral
- 25 g de fermento para pão
- 1 colher de chá de sal
- 0,5 L de água morna
- 1/4 de xícara de óleo

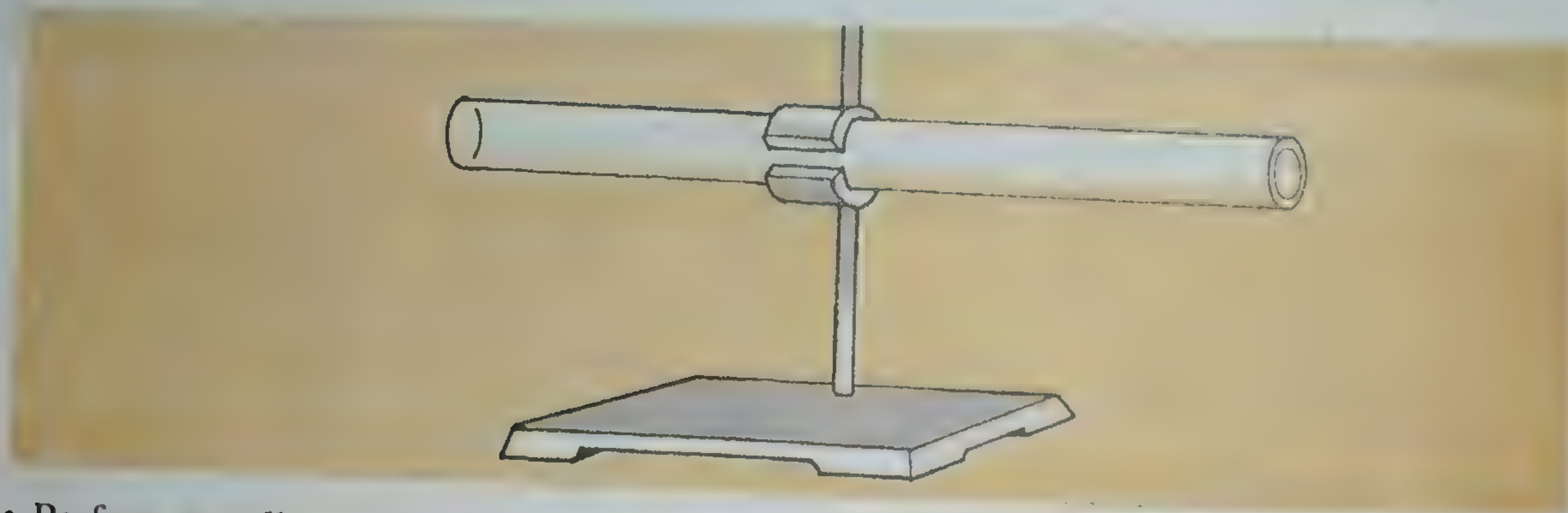
Amassar colocando a farinha aos poucos até dar a "liga". Deixar a massa em repouso e coberta por 1 hora. Separar em 3 partes, fazer os pães, colocá-los na forma e deixá-los crescer até que dobrem o volume. Assar por 45 minutos. Como alguém pode preparar o pão integral dessa receita empregando 3 kg de farinha de trigo em vez de 1 kg como indica a receita? Relacione o raciocínio empregado com a lei de Proust.

Difusão de gases

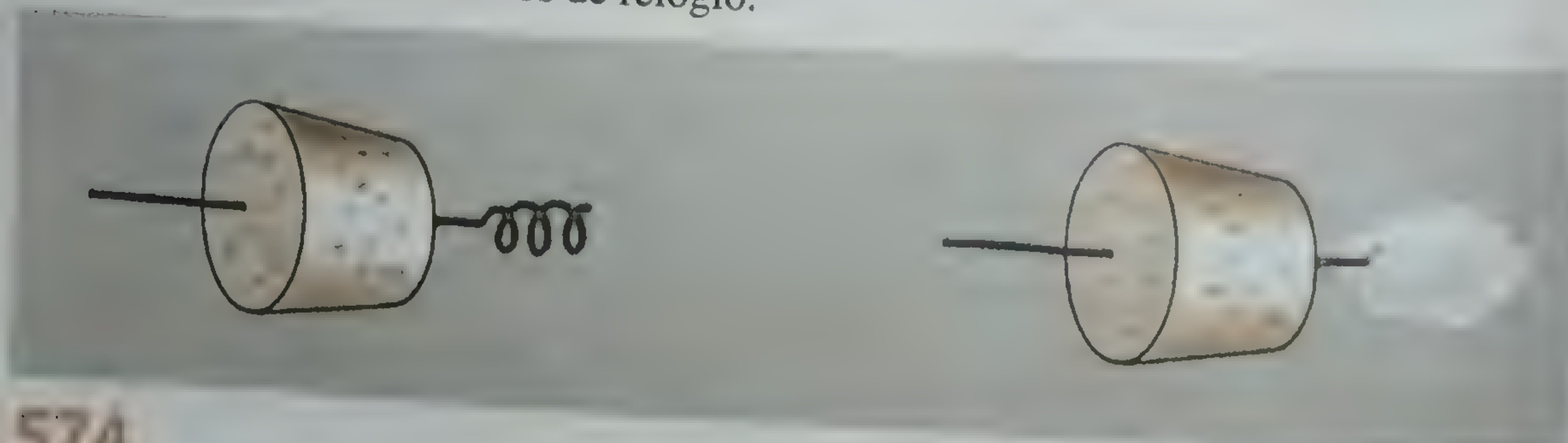
Objetivos	Material utilizado	Reagentes
<ul style="list-style-type: none"> • Observar o fenômeno da difusão gasosa. • Verificar que gases diferentes não apresentam a mesma velocidade de difusão. 	<ul style="list-style-type: none"> • Tubo de vidro (diâmetro aproximado de 20 mm) • Suporte universal com garra • Vidros de relógio (2) • Rolhas (2) • Régua • Algodão e arame • Conta-gotas (2) 	<ul style="list-style-type: none"> • $\text{HCl}_{(\text{conc.})}$ • $\text{NH}_4\text{OH}_{(\text{conc.})}$

Procedimento

- Prenda o tubo de vidro ao suporte na posição horizontal conforme mostra a figura.



- Perfure as rolhas com um pedaço de arame conforme mostra a figura. Prenda um chumaço de algodão na parte enrolada dos arames.
- Deixe-os apoiados nos vidros de relógio.



- Pingue d...
gotas de...
mente as...



- Anote im...
- Aguarde...
- Determin...

Observação
Pode-se ap...
O tubo de v...

Questões

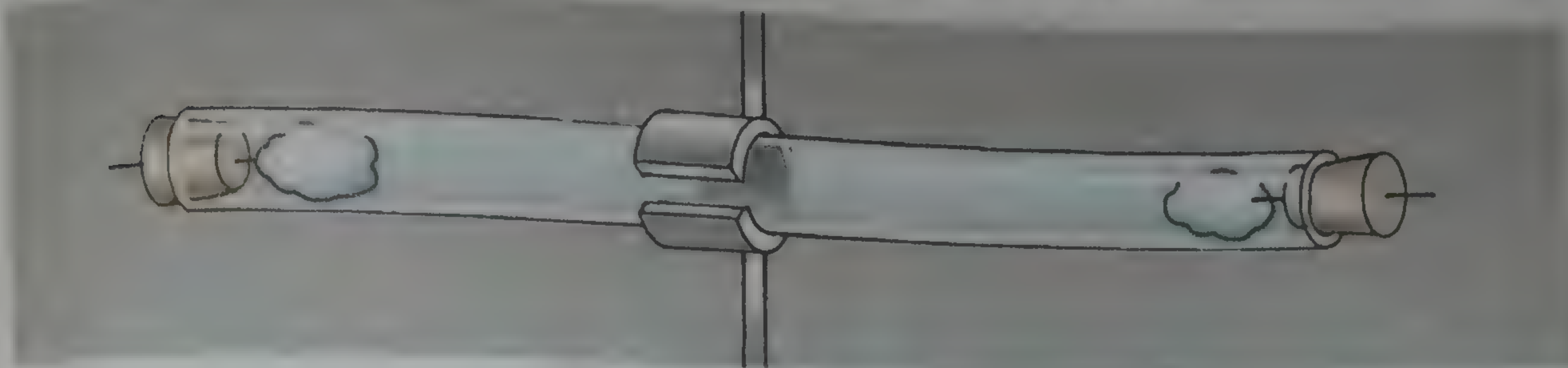
1. Construa...
a) temp...
b) temp...
c) distâ...
d) distâ...
2. O que s...
3. Pesquis...
difusão

Detecção

Objetivos

- Determ...
quantia...
acético...
numa c...
amostr...
branco...
- Calcula...
tração d...
acético...

- Pingue de 3 a 4 gotas de HCl concentrado em um dos chumaços de algodão e de 3 a 4 gotas de solução de NH_4OH no outro. Mantenha-os afastados e introduza simultaneamente as duas rolhas nas extremidades opostas do tubo de vidro.



- Anote imediatamente o tempo inicial.
- Aguarde o tempo necessário para a formação de uma névoa branca no interior do tubo.
- Determine a distância entre a névoa e cada extremidade do tubo.

Observações:

Pode-se apoiar o tubo de vidro numa base apropriada de madeira.

O tubo de vidro pode ser substituído por uma mangueira transparente, incolor e rígida.

Questões

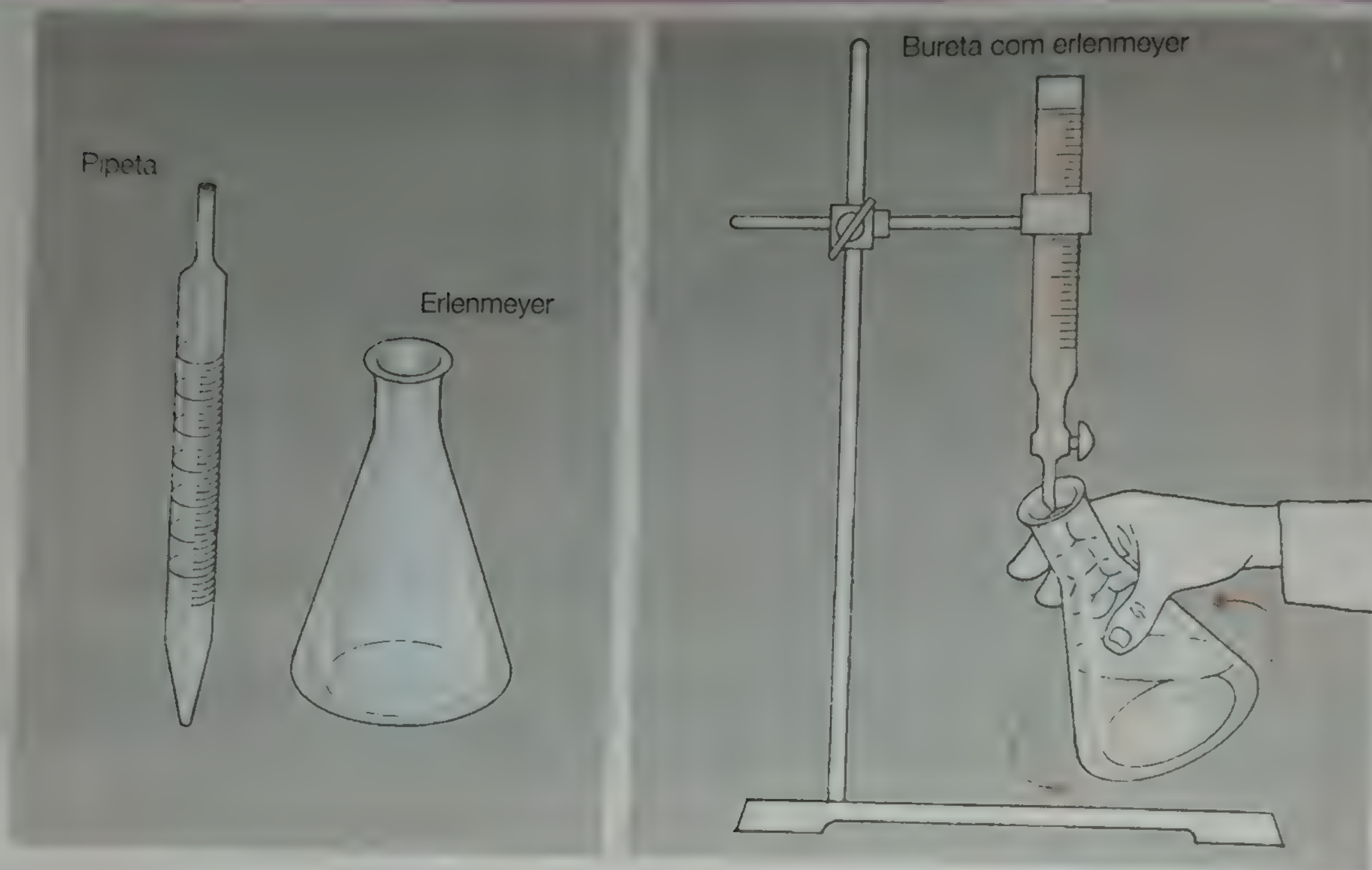
1. Construir, em seu caderno, um quadro com os seguintes dados obtidos:
 - a) tempo inicial t_i ;
 - b) tempo final t_f ;
 - c) distância percorrida pelo HCl ;
 - d) distância percorrida pelo NH_3 .
2. O que se pode concluir a respeito da velocidade de difusão desses dois gases?
3. Pesquise por que se forma a névoa branca no interior do tubo e a lei que rege a difusão dos gases.

Atividade prática 14

Determinando a acidez do vinagre

Objetivos	Materiais utilizados	Reagentes
<ul style="list-style-type: none"> • Determinar a quantidade de ácido acético presente numa determinada amostra de vinagre branco. • Calcular a concentração de ácido acético no vinagre. 	<ul style="list-style-type: none"> • Bureta • Pipeta graduada de 2 mL • Frasco lavador • Erlenmeyer de 250 mL • Suporte universal e garra para bureta • Conta-gotas 	<ul style="list-style-type: none"> • Solução padronizada de NaOH (0,1 mol/L) • Solução de fenolftaleína • Vinagre • Água destilada

Procedimento



- Pipete 2,0 mL de vinagre e transfira esse volume para um erlenmeyer. Adicione cerca de 25 mL de água destilada e a seguir 5 gotas de fenolftaleína.
- Agite, observe e anote a coloração.
- Titule a solução que contém o vinagre com a solução padronizada de NaOH, sob agitação constante, até que apareça uma leve coloração rósea persistente (viragem).
- Leia na bureta o volume de NaOH consumido na titulação. Anote.

Questões

1. Calcule a concentração molar do ácido acético no vinagre utilizando a expressão: (válida para a titulação de um monoácido com uma monobase)

$$M_A V_A = M_B V_B$$

2. Calcule a massa de ácido acético presente em 2 mL de vinagre por meio da expressão abaixo.

Dados: Massa molar do ácido acético igual a 60.

$$m_{HAc} = M_{HAc} \cdot M_{HAc} \cdot V_{HAc}$$

3. Calcule a concentração comum do ácido acético no vinagre por meio da relação:

$$C = \frac{m_{HAc}}{V}$$

Atividade

Preparação

Objetivos

- Preparar uma dispersão coloidal de hidróxido de ferro [Fe(OH)₃].
- Verificar algumas propriedades das dispersões coloidais.

Procedimento

1. Preparação

- Coloque 100 mL de água destilada em um balão de fundo redondo.
- Adicione gota a gota uma solução de FeCl₃ (3 mL).
- Observe e anote a coloração.
- Apague o bico do aquecedor.

2. Algumas propriedades

- Filtração: Filtre a dispersão obtida no procedimento anterior.
- Decantação: Deixe a dispersão em repouso na estufa.

Questões

1. Escreva a equação química da reação.
2. Qual a cor da dispersão coloidal?
3. Descreva o comportamento da dispersão coloidal.

Atividade prática 15

Preparando uma dispersão coloidal

Objetivos

- Preparar uma dispersão coloidal de hidróxido férrico $[\text{Fe}(\text{OH})_3]$.
- Verificar algumas propriedades das dispersões coloidais.

Material utilizado

- Proveta de 10 mL e béquer de 250 mL (2)
- Tubo de ensaio
- Funil de vidro
- Conta-gotas
- Bico de Bunsen
- Suporte universal com aro de metal
- Tripé e tela com amianto
- Estante para tubos de ensaio
- Papel-filtro
- Fósforos de segurança

Reagentes

- Solução de FeCl_3 a 20%
- Água

Procedimento

1. Preparação de hidróxido férrico $[\text{Fe}(\text{OH})_3]$ coloidal

- Coloque 100 mL de água no béquer e leve à ebulição no bico de Bunsen.
- Adicione gota a gota 1 mL de solução de FeCl_3 a 20%.
- Observe e anote a cor da dispersão coloidal formada a partir da hidrólise do sal.
- Apague o bico de Bunsen e deixe esfriar.

2. Algumas propriedades das dispersões coloidais

- **Filtração:** Filtre com papel-filtro comum 10 mL da dispersão coloidal de $\text{Fe}(\text{OH})_3$ obtida no procedimento anterior. Observe e anote o que aconteceu.
- **Decantação:** Coloque 10 mL da dispersão coloidal em um tubo de ensaio. Deixe em repouso na estante durante 15 minutos. Observe e anote.

Questões

1. Escreva a equação da reação que permite obter o hidróxido de ferro III coloidal.
2. Qual a cor da dispersão coloidal?
3. Descreva o que aconteceu na filtração e na decantação.

Observando a difusão de líquidos

Objetivo	Material utilizado	Reagentes
<ul style="list-style-type: none"> • Observar a passagem de solvente de uma solução de menor concentração para uma de maior concentração. 	<ul style="list-style-type: none"> • Vidro de relógio ou pires suficientes para o número de vegetais • Faca • Espátula • Béquer 	<ul style="list-style-type: none"> • $\text{NaCl}_{(s)}$ • Batata e/ou pepino e/ou pimentão e/ou berinjela e/ou vegetal similar

Procedimento

Difusão de líquidos em vegetais

- Com o auxílio de uma faca, descasque o vegetal (batata, pepino, berinjela e/ou pimentão) no sentido longitudinal e de maneira a formar tiras aproximadamente iguais.
- Prepare dois conjuntos de vidros de relógio para cada vegetal do seguinte modo: distribua as tiras do vegetal em vidro de relógio ou ainda em pires.
- No primeiro vidro de relógio de cada vegetal, adicione apenas água e no segundo, água com sal. Observe por algum tempo as modificações ocorridas.

Observação: É interessante que cada grupo trabalhe com um dos vegetais sugeridos para que depois possa comparar os resultados obtidos entre os demais.

Questões

1. Quais as modificações que você percebeu em cada par de vidro de relógio?
2. O que você pode concluir desses fatos observados?
3. Qual a importância da casca para os vegetais?

Atividade prática 17

Reconhecendo os processos endotérmicos e exotérmicos

Objetivo	Material utilizado	Reagentes
<ul style="list-style-type: none">• Verificar a ocorrência de processos que absorvem e libertam calor.	<ul style="list-style-type: none">• Tubos de ensaio (6)• Estante para tubos	<ul style="list-style-type: none">• $\text{NH}_4\text{Cl}_{(s)}$• Fe, Zn, Al ou Mg• Palhinha de aço• Comprimido efervescente• Solução de CuSO_4• Solução aquosa de H_2SO_4 ou HCl• Água

Procedimento

1. Dissolução do cloreto de amônio e comprimido efervescente

- Coloque em dois tubos de ensaio aproximadamente 2 mL de água.
- Num dos tubos adicione certa quantidade de NH_4Cl , agitando a fim de permitir a dissolução do sal.
- Segure os dois tubos de ensaio e verifique se o tubo que contém sal se encontra mais quente ou mais frio que o primeiro.
- Repita o procedimento com o comprimido efervescente.

2. Reação de metais com um ácido

- Coloque num tubo de ensaio pequena quantidade de um metal (Al, Zn, Fe, Mg). Adicione certa quantidade de solução aquosa de ácido sulfúrico ou clorídrico. O tubo aquece ou esfria?

3. Reação de palhinha de aço com CuSO_4

- Coloque um chumaço de palhinha de aço em um tubo de ensaio. Adicione certa quantidade de solução de sulfato de cobre II. O tubo aquece ou esfria?

Questões

1. Dos experimentos acima, em quais você notou aquecimento? Em quais você notou resfriamento?
2. Dos experimentos acima, quais representam processos exotérmicos? Quais são endotérmicos?

Catálise

Objetivo	Materiais utilizados	Reagentes
<ul style="list-style-type: none"> • Verificar a ação de catalisadores na velocidade de reação. 	<ul style="list-style-type: none"> • Tubos de ensaio (3) • Estante para tubos • Proveta de 10 mL • Pipeta de 5 mL (2) • Espátula • Fósforos de segurança 	<ul style="list-style-type: none"> • Zinco granulado e raspas de cobre • Solução diluída de H_2SO_4 • Solução de H_2O_2 a 10 volumes • Batata • MnO_2

Procedimento

1. Reação do zinco com H_2SO_4 catalisada pelo cobre

- Coloque alguns grânulos de zinco no tubo de ensaio e adicione cerca de 5 mL de solução de H_2SO_4 . Observe cuidadosamente a velocidade com que se formam as bolhas de hidrogênio. Acrescente raspas de cobre e verifique se afetam a velocidade de produção do hidrogênio.

2. Decomposição de H_2O_2 catalisada pelo MnO_2

- Pipete 3 mL de H_2O_2 , coloque em um tubo de ensaio e adicione uma quantidade bem pequena de MnO_2 (aproximadamente a ponta de uma cabeça de alfinete). Observe como a H_2O_2 se decompõe, embora a quantidade de MnO_2 se mantenha constante.
- Quando deixar de borbulhar, adicione mais 2 mL de H_2O_2 . Observe.

3. Decomposição de H_2O_2 catalisada pela amilase

- Pipete 3 mL de H_2O_2 , coloque em um tubo de ensaio e adicione 3 g de batata bem picada. Observe a efervescência decorrente da decomposição e a espuma. Aproxime um palito de fósforo em brasa para testar o oxigênio produzido.

Questões

1. Escreva as equações das reações químicas dos procedimentos 1 e 2 sem catalisador e na presença do catalisador.
2. Na catálise do MnO_2 , o que você observou quando mais água oxigenada foi adicionada? Interprete o resultado.
3. Pesquise o que é amilase.

Atividade prática 19

Observando sistemas em equilíbrio

Objetivo

- Verificar por meio de reações se o sistema corresponde a um equilíbrio químico.

Material utilizado

- Tubos de ensaio (4)
- Estante para tubos
- Proveta de 10 mL
- Pipeta de 1 mL (2)

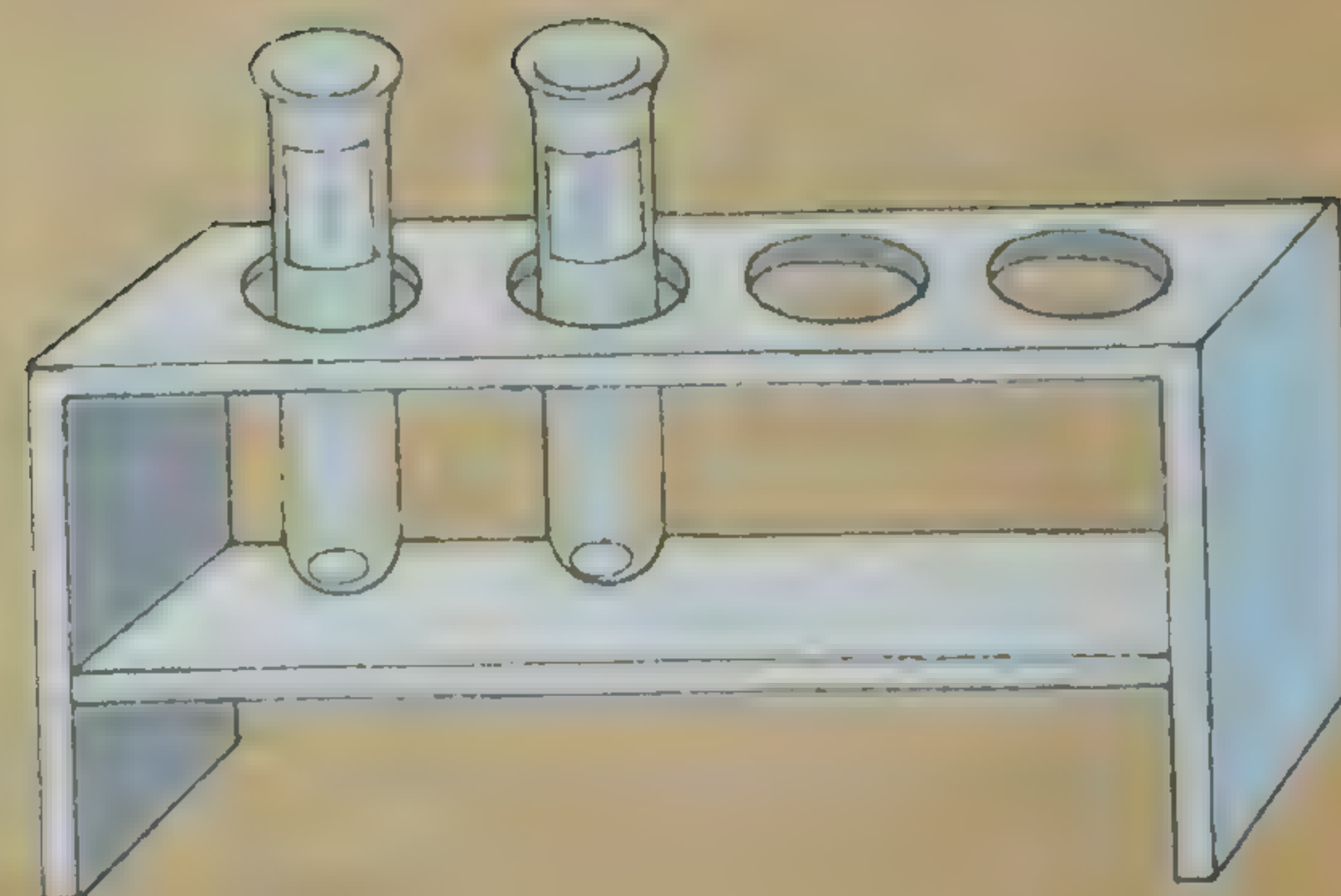
Reagentes

- Solução de $K_2Cr_2O_7$ 0,1 mol/L
- Solução de K_2CrO_4 0,1 mol/L
- Solução de HCl 0,1 mol/L
- Solução de $NaOH$ 0,1 mol/L

Procedimento

Sistema (1) : $K_2Cr_2O_7$ em água

- Numere dois tubos de ensaio.
- Coloque em cada um dos tubos cerca de 2 mL de solução aquosa de $K_2Cr_2O_7$.
- Acrescente, gota a gota, 1 mL de $NaOH$ no tubo 1. Observe e anote.
- A seguir, adicione, no mesmo tubo, gota a gota, cerca de 1 mL de HCl até haver mudança no sistema. Observe e anote. Adicione cerca de 1 mL de $NaOH$ até que o sistema se modifique. Observe e anote.
- O que irá ocorrer se você tornar a adicionar o ácido?



Sistema (2) : K_2CrO_4 em água

- Repita todo o procedimento anterior usando um tubo com solução de K_2CrO_4 .

Questões

1. Compare os resultados obtidos nos sistemas 1 e 2. O que você pode concluir a partir desses resultados?
2. Com base nos resultados, escreva as equações químicas correspondentes.

Reações de oxirredução

Objetivos	Material utilizado	Reagentes
<ul style="list-style-type: none"> • Observar as mudanças ocorridas nas características físicas das substâncias durante a reação química de oxirredução. • Identificar os agentes oxidante e redutor num processo em que há transferência de elétrons. 	<ul style="list-style-type: none"> • Tubos de ensaio médios (5) ou um erlenmeyer com rolha • Estante para tubos de ensaio • Proveta de 10 mL (3) 	<ul style="list-style-type: none"> • Palhinha de aço • Fio de cobre (2 ou 10 cm de comprimento, conforme o caso) • Raspas ou placas de alumínio • Solução diluída de ácido clorídrico • Solução diluída de nitrato de prata • Solução diluída de sulfato de cobre II

Procedimento

1. Reação entre Cu e AgNO_3

- Coloque em um tubo de ensaio cerca de 3 mL de solução de AgNO_3 . Mergulhe nessa solução um fio de cobre previamente limpo com palhinha de aço.
- Observe durante aproximadamente 10 minutos.
- Caso você disponha de maior quantidade de AgNO_3 , essa reação pode ser feita em um erlenmeyer. Nesse caso, enrole um fio de cobre em forma de espiral. Prenda-o na parte interna de uma rolha e mergulhe-o na solução de AgNO_3 .



solução de AgNO_3

2. Reação entre Al e HCl

- Coloque em um tubo de ensaio cerca de 3 mL de HCl diluído. Acrescente, a essa solução, pequena quantidade de alumínio.
- Observe.

3. Reação entre Fe e CuSO_4

- Coloque em um tubo de ensaio cerca de 3 mL de solução de sulfato cúprico. Mergulhe um pedacinho de palhinha de aço ou um prego nessa solução.
- Observe após alguns minutos.

4. Reação entre HCl e AgNO_3

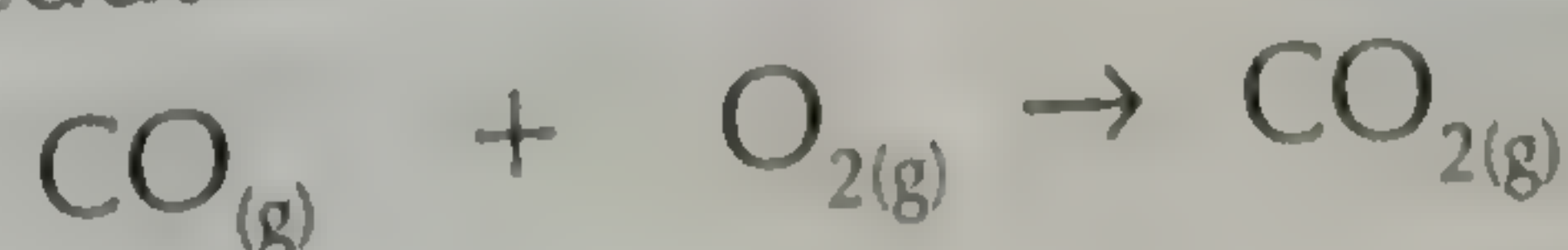
- Numere dois tubos de ensaio: 1 e 2.
- No tubo de ensaio 1, coloque cerca de 2 mL de HCl diluído e, no tubo 2, a mesma quantidade de solução de AgNO_3 .
- Junte o conteúdo do tubo 1 ao do tubo 2.
- Observe o resultado.

Questões

1. Construa uma tabela conforme o modelo abaixo. Preencha-a com as características físicas observadas em cada um dos sistemas de reação: antes, durante e após o fenômeno.

REAÇÕES	ANTES	DURANTE	APÓS O TEMPO DE OBSERVAÇÃO
1			
2			
3			
4			

2. Escreva as equações químicas correspondentes a cada uma das reações.
3. Verifique quais são reações de oxirredução por meio dos números de oxidação dos elementos presentes.
4. Organize uma tabela destacando, para cada equação de oxirredução, o oxidante e o redutor.
5. Equacione a reação de formação de ferrugem a partir de ferro metálico.
6. Na linguagem popular, quando um objeto de ferro enferruja dizemos que ele sofreu uma oxidação. Há algum rigor científico nessa afirmação? Justifique.
7. Pesquise:
- a) Por que, quando um objeto de ferro está em contato com o ar seco, a formação de ferrugem ocorre de maneira bem mais lenta?
 - b) Por que, quando se coloca um objeto de ferro em água isenta de oxigênio dissolvido ($\text{O}_{2(\text{aq})}$), a formação de ferrugem ocorre de maneira bem mais lenta?
8. Pesquise:
- a) Cite algumas técnicas de proteção anticorrosiva e mostre em que elas consistem.
 - b) Por que num objeto de ferro a oxidação ocorre de maneira mais rápida que num objeto de alumínio?
9. Elementos não-metálicos também podem ser oxidados? Justifique.
10. Determine, para o fenômeno equacionado abaixo e não balanceado, a substância que sofre oxidação, a substância que sofre redução, o agente oxidante e o agente redutor.



Construindo uma pilha eletroquímica

Objetivos	Material utilizado	Reagentes
<ul style="list-style-type: none"> • Produzir corrente elétrica por meio de uma reação de oxirredução. • Medir a diferença de potencial de uma pilha eletroquímica. • Verificar a função da parede porosa. 	<ul style="list-style-type: none"> • Béquer de 500 mL ou uma cuba de mesmo volume • Suporte universal com garra • Bico de Bunsen • Vela de filtro • Fios de cobre (2) • Voltímetro (ou bússola) 	<ul style="list-style-type: none"> • Lâmina de zinco (eletrodo) • Lâmina de cobre (eletrodo) • Solução diluída de nitrato de cobre II • Solução diluída de nitrato de zinco

Procedimento

- Se possível, faça um pequeno orifício em cada uma das lâminas.
- Remova a camada de verniz que reveste os fios de cobre flambando (passando rapidamente no fogo) as suas extremidades.
- Prenda um fio em cada orifício.
- Monte a aparelhagem conforme a figura 1.

Figura 1



Figura 2



- Coloque no béquer
- Coloque de nitrato
- Faça a

Sugestões

- O volume de cobre nas m...
- A velocidade de contat na qual a solução...

Questões

- Esquema
- Qual
- Qual
- Qual
- Em respo
- Em den
- Escre
- Con da p
- Faça ime me Sob a) D b) D e c) D d) D e) F - gar f) C g) C

- Coloque a solução de nitrato de cobre II na vela de filtro e a solução de nitrato de zinco no béquer de tal modo que o nível das duas soluções seja o mesmo.
- Coloque a placa de cobre na solução de nitrato de cobre II e a placa de zinco na solução de nitrato de zinco. Ligue os fios de cobre nos terminais do voltímetro (figura 2).
- Faça a leitura da diferença de potencial da pilha.

Sugestões:

- O voltímetro pode ser substituído por uma bússola. Para isso, use apenas um fio de cobre unindo as placas e enrole-o várias vezes ao redor da bússola. Mergulhe as placas nas respectivas soluções e verifique o que acontece com a agulha da bússola.
- A vela de filtro pode ser substituída por um tubo de plástico em forma de U invertido, contendo solução de nitrato de potássio com um pequeno furo em cada extremidade, na qual é colocado um algodão embebido em solução de nitrato de potássio (ponte salina). Cada extremidade da ponte salina fica imersa num béquer (um contendo a solução de CaSO_4 e outro, a solução de ZnSO_4).

Questões

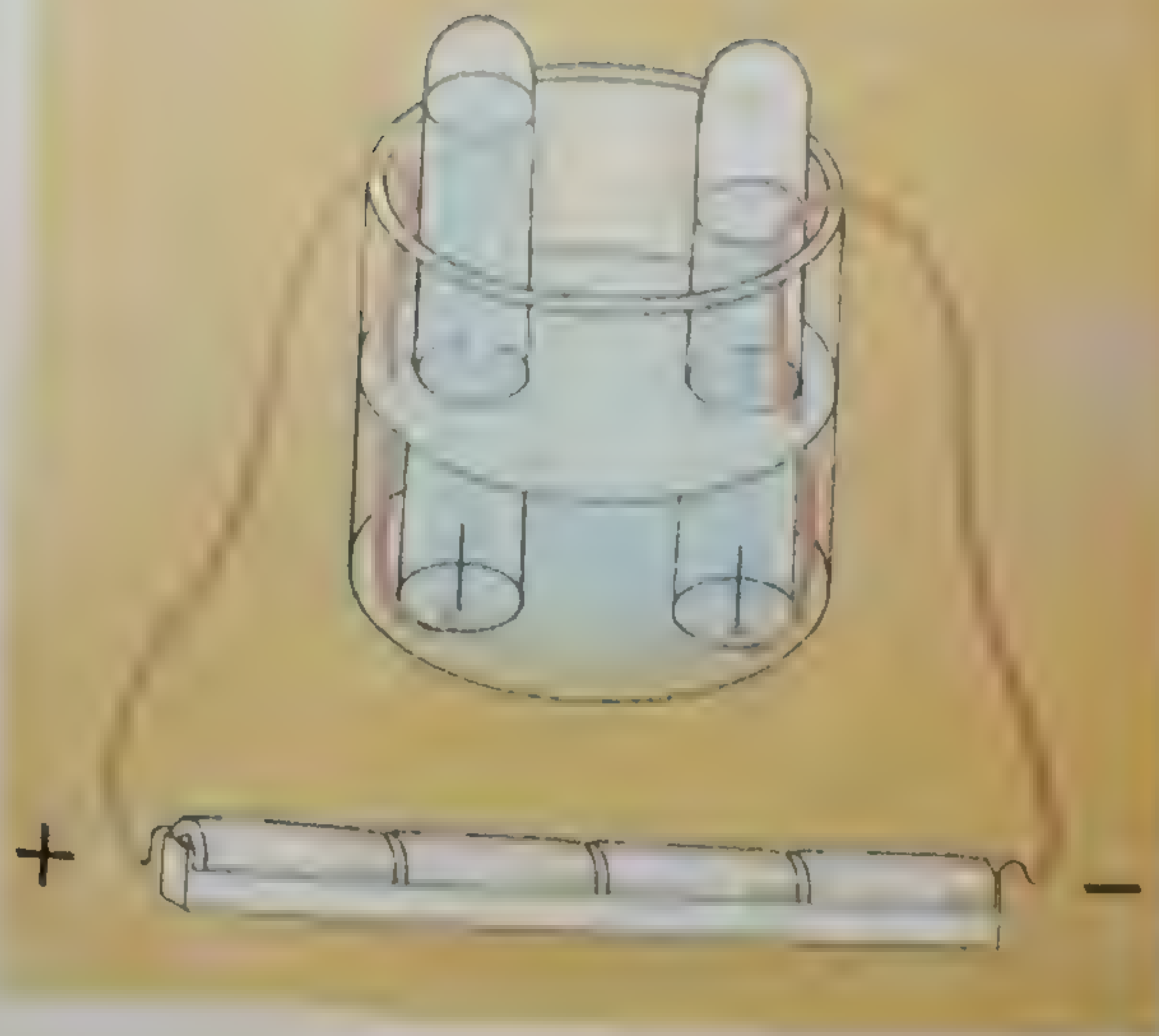
- Esquematize a pilha construída nessa atividade.
- Qual a função da vela de filtro?
- Qual será o eletrodo positivo?
- Qual será o eletrodo negativo?
- Em qual dos eletrodos ocorrerá a oxidação? Equacione a semi-reação correspondente.
- Em qual dos eletrodos ocorrerá a redução? Equacione a semi-reação correspondente.
- Escreva a equação química que representa o processo.
- Com o auxílio da tabela de potenciais, calcule a diferença de potencial teórica da pilha.
- Faça o esquema de uma pilha formada por um eletrodo de magnésio metálico imerso numa solução aquosa de nitrato de magnésio e um eletrodo de prata metálica imerso numa solução aquosa de nitrato de prata.
Sobre essa pilha responda as questões seguintes:
 - Determine o sentido do fluxo de elétrons.
 - Determine o eletrodo que depois de algum tempo se apresentará desgastado e o que se apresentará revestido de uma camada do próprio metal.
 - Determine a equação global da pilha.
 - Determine o potencial da pilha nas condições padrão.
 - Pesquise:
 - O que é ponte salina?
 - Por que nas pilhas esquematizadas pode-se usar uma ponte salina no lugar da parede porosa que separa as soluções e os eletrodos?
 - Qual o cátodo da pilha?
 - Qual o ânodo da pilha?

Eletrólise

Objetivos	Materiais utilizados	Reagentes
<ul style="list-style-type: none"> • Verificar o efeito causado pela passagem de corrente elétrica em determinadas soluções. • Efetuar a eletrólise da solução de ácido sulfúrico. • Efetuar a eletrólise da solução de iodeto de potássio. • Verificar o efeito da passagem de corrente elétrica pelas soluções de ácido sulfúrico e de iodeto de potássio. • Reconhecer os produtos formados nessas eletrólises. 	<ul style="list-style-type: none"> • Béquer de 250 mL • Tubos de ensaio (2) • Conta-gotas (2) • 0,5 m de fio fino de cobre encapado (2) • Pilha de 1,5 V (4) • Cuba de vidro • Suporte para pilhas • Fósforos de segurança • Luvas de borracha 	<ul style="list-style-type: none"> • Solução de H_2SO_4 a 1% • Solução de KI a 10% • Solução de amido (recém-preparada) • Solução de fenolftaleína

1. Eletrólise da solução de H_2SO_4

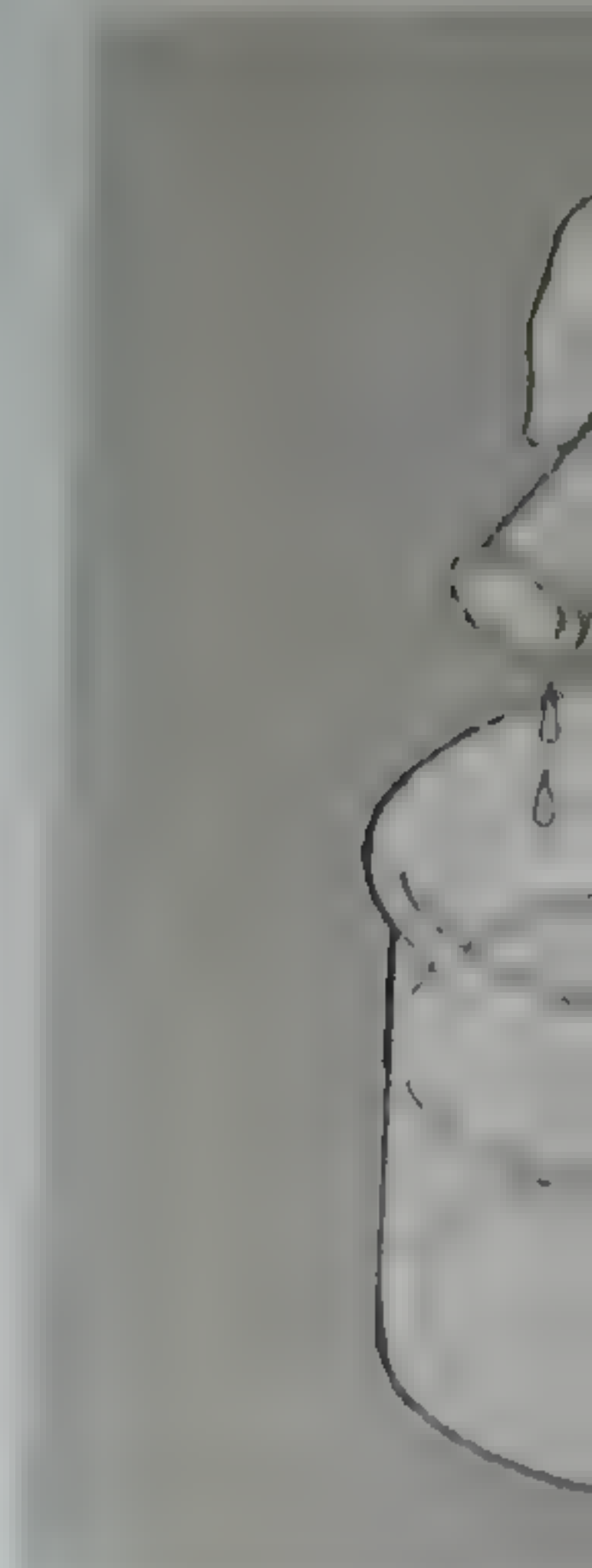
- Remova das extremidades dos dois fios de cobre cerca de 5 cm do material que os reveste; esses serão os eletrodos do sistema.
- Coloque solução de H_2SO_4 na cuba até aproximadamente a metade de seu conteúdo.
- Coloque a solução de H_2SO_4 nos tubos de ensaio até completá-los e, com auxílio de uma luva de borracha, emborque-os na cuba.
- Em seguida, monte o circuito de acordo com a figura.
- Decorridos 10 minutos de eletrólise ou quando houver quantidade considerável de gases nos dois tubos, interrompa o processo.



- Observe o pólo negativo e o positivo.

Reconheça

- Levante a escorredora e acenda os mentos.



- Observe o líquido que indica a reação.

Reconheça

- Proceda de acordo com o rótulo de fósforo e utilizamos o palito de fósforo.

2. Eletrólise

- Coloque a solução de iodeto de potássio na cuba, montada.
- Adicione a solução de amido em cada eletrodo e nas regiões.

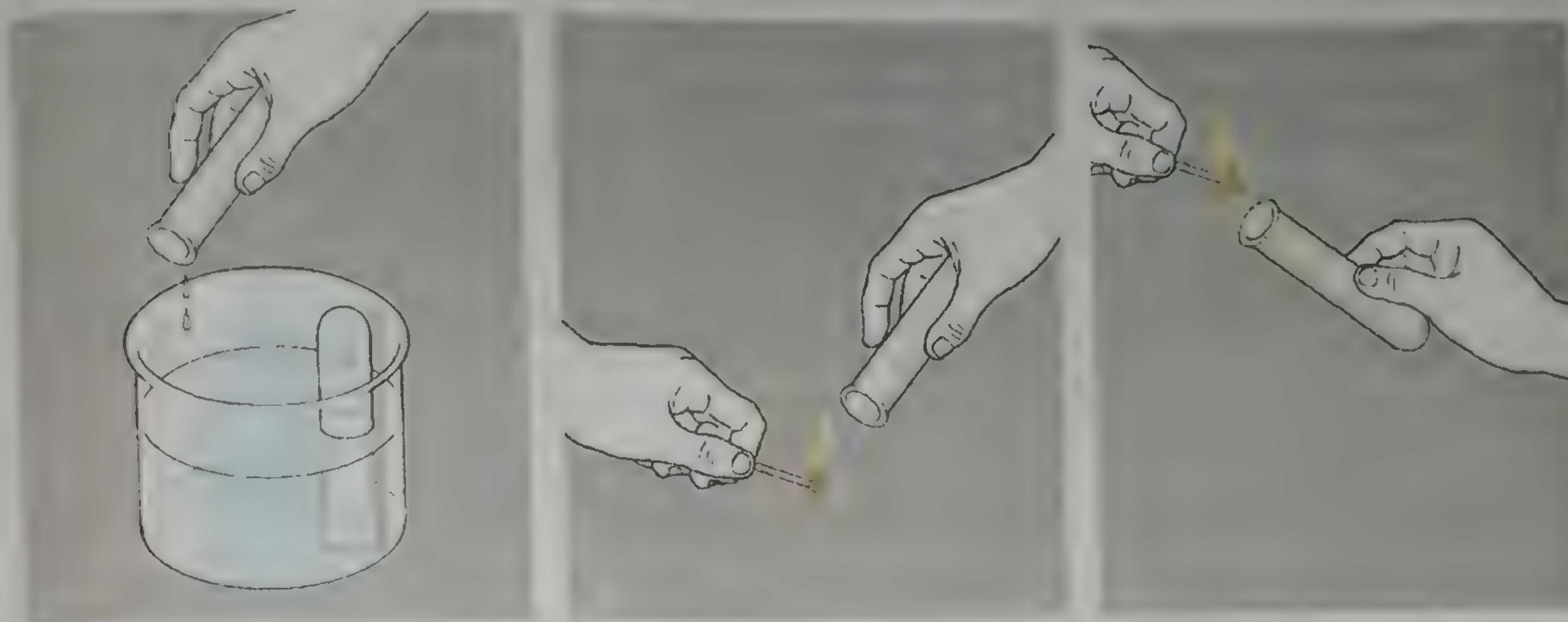
Questões

1. Escreva a reação.
2. Escreva a reação.
3. Pesquise a reação.
4. Explique a reação do oxigênio.

- Observe o volume de gases obtidos. Note que o volume de hidrogênio recolhido no pólo negativo é aproximadamente o dobro do volume de oxigênio recolhido no pólo positivo.

Reconhecimento do hidrogênio

- Levante cuidadosamente o tubo de ensaio que contém o maior volume de gás até que escorra todo o líquido nele contido. Com o tubo de ensaio ainda de boca para baixo, acenda um palito de fósforo e introduza-o rapidamente no tubo, executando os movimentos mostrados na figura.



- Observe que a chama se apaga ao mesmo tempo em que se obtém um estampido que indica a reação da combustão do hidrogênio na presença do oxigênio do ar.

Reconhecimento do oxigênio

- Proceda de forma semelhante ao reconhecimento do hidrogênio, utilizando um palito de fósforo em brasa. Observe que a brasa do palito de fósforo se aviva quando o introduzimos no tubo. Isso evidencia que o oxigênio presente alimenta a combustão do palito de fósforo.

2. Eletrólise da solução de KI

- Coloque aproximadamente 100 mL da solução de iodeto de potássio no béquer. Em seguida, monte o circuito conforme o esquema.
- Adicione, na solução, de duas a três gotas de amido e de fenolftaleína na região de cada eletrodo. Observe o que acontece nessas regiões.



Questões

1. Escreva a equação química correspondente à eletrólise da solução de H_2SO_4 .
2. Escreva a equação química correspondente à eletrólise da solução de KI.
3. Pesquise a razão das colorações obtidas em cada eletrodo na eletrólise do KI.
4. Explique a razão de o volume de hidrogênio ser maior do que o volume de oxigênio.

Determinando algumas propriedades físicas

Objetivos	Material utilizado	Reagentes
<ul style="list-style-type: none"> • Verificar a solubilidade de alguns compostos orgânicos. • Determinar a densidade de algumas substâncias líquidas. 	<ul style="list-style-type: none"> • Proveta de 100 mL (3) • Tubos de ensaio (2) • Densímetro • Bastão de vidro • Pipeta de 5 mL 	<ul style="list-style-type: none"> • Álcool • Água • Gasolina • Óleo de soja • Naftalina

Procedimento

1. Solubilidade

Naftalina

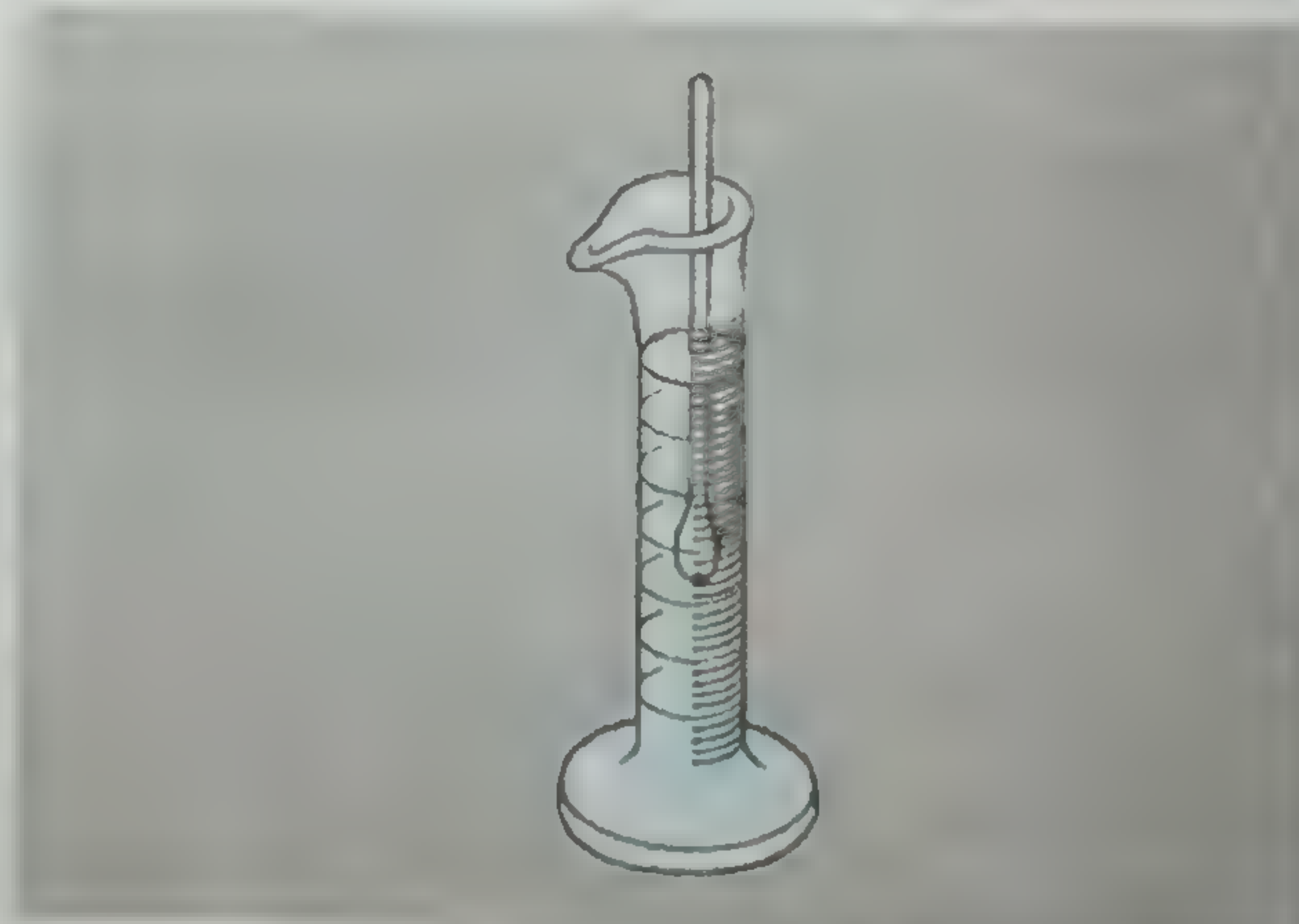
- Coloque em um tubo de ensaio cerca de 5 mL de álcool comum. Adicione uma pequena quantidade de naftalina. Observe.
- Repita o procedimento substituindo o álcool por água. Observe.
- Deixe em repouso por 20 minutos. Observe novamente os dois tubos de ensaio.

Álcool

- Coloque 20 mL de álcool em uma proveta. Coloque o mesmo volume de água em outra proveta.
- Transfira, com o auxílio do bastão de vidro, a água para a proveta que contém o álcool.
- Verifique o volume obtido. Anote.

2. Determinação da densidade de líquidos

- Coloque em uma proveta 100 mL do líquido cuja densidade se quer determinar. Mergulhe cuidadosamente o densímetro no líquido e deixe que ele flutue sem tocar nas paredes da proveta. Observe a divisão do densímetro que coincide com a superfície do líquido. Faça a leitura da densidade. (Observe atentamente a graduação.)
- Faça a experiência com diversas substâncias como álcool etílico, água, gasolina e óleo de soja.



1. O que
2. Interpre
3. Mistur

- An
- tan
- cer
- Ve
- no
- álco
- Ob
- de
- do

- a) com
- Em um
- 0,5 mL
- Observ
- b) com
- Repita

Questões

1. O que você concluiu a respeito da solubilidade da naftalina em álcool?
2. Interprete os resultados obtidos no experimento da mistura álcool e água.
3. Misturando-se gasolina com água e óleo com água, respectivamente, qual dos compostos ficará no fundo do recipiente?

Atividade prática 24

Reações de compostos orgânicos

Objetivos	Material utilizado	Reagentes
<ul style="list-style-type: none"> • Analisar o comportamento químico de certas substâncias. • Verificar o fenômeno de oxidação de álcoois. • Observar a redução de Ag^+ (na presença do grupo funcional $\text{—C} \begin{smallmatrix} \text{O} \\ \text{H} \end{smallmatrix}$) 	<ul style="list-style-type: none"> • Tubos de ensaio (4) • Bico de Bunsen ou lamparina • Pinça de madeira • Pipeta de 1 mL (7) • Frasco âmbar para reagentes • Béquer de 100 mL 	<ul style="list-style-type: none"> • Solução de KMnO_4 (0,5%) • Solução de $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ (10%) • H_2SO_4 diluído • Álcool etílico • Aldeído ou glicose • Acetona • Reagente de Tollens (solução amoniacal de AgNO_3)

Procedimento

1ª parte

Oxidação de álcoois

- a) com $\text{KMnO}_4 / \text{H}^+$
 - Em um tubo de ensaio, coloque cerca de 1 mL de KMnO_4 , 2 mL de H_2SO_4 diluído e 0,5 mL de álcool etílico.
 - Observe e sinta o cheiro característico do etanal.
- b) com $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 / \text{H}^+$
 - Repita o procedimento a) substituindo a solução de KMnO_4 por $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$.

Oxidação de aldeídos com reagente de Tollens

- Em um béquer de 100 mL, caso necessite, prepare uma solução diluída de nitrato de prata e em seguida adicione hidróxido de amônio até obter uma solução límpida. Este é o reagente de Tollens.
- Guarde em frasco escuro.
- Em um tubo de ensaio, coloque cerca de 3 mL de reagente de Tollens. Junte 1 mL de solução de aldeído fórmico (ou pequena porção de glicose). Aqueça brandamente sem agitar.
- Repita o procedimento substituindo o aldeído por acetona.

Questões

1. Escreva as reações do álcool com KMnO_4 e $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$.
2. Por que podemos usar glicose no lugar do aldeído fórmico?
3. Qual a evidência prática da redução do íon Ag^+ ?

Atividade prática 25**Preparando álcool etílico****Objetivos**

- Obter álcool comum a partir do caldo de cana.
- Efetuar uma fermentação alcoólica.

Material utilizado

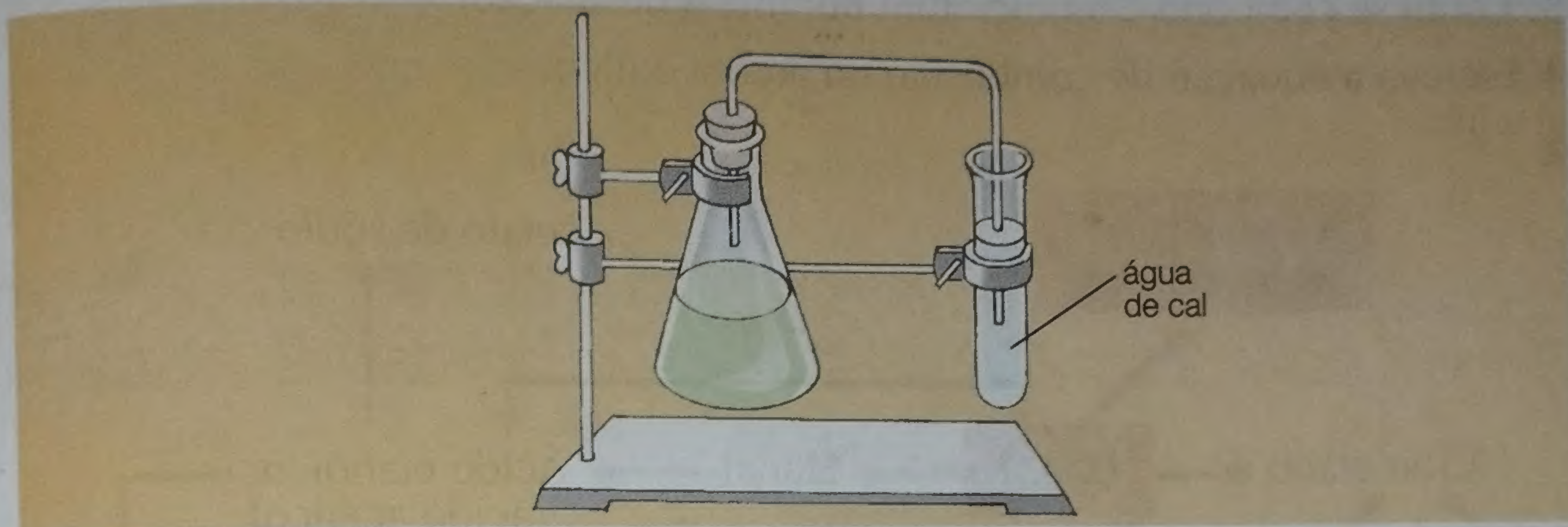
- Erlenmeyer de 125 cm³
- Tubo de ensaio
- Rolha perfurada
- Tubo de vidro recurvado
- Espátula
- Suporte com garra (2)
- Balão de destilação
- Condensador
- Termômetro de -10°C a 100°C
- Bico de Bunsen
- Tela com amianto
- Tripé e funil de vidro
- Papel-filtro
- Vidro de relógio
- Fósforos de segurança
- Conta-gotas
- Mangueiras de borracha (2)

Reagentes

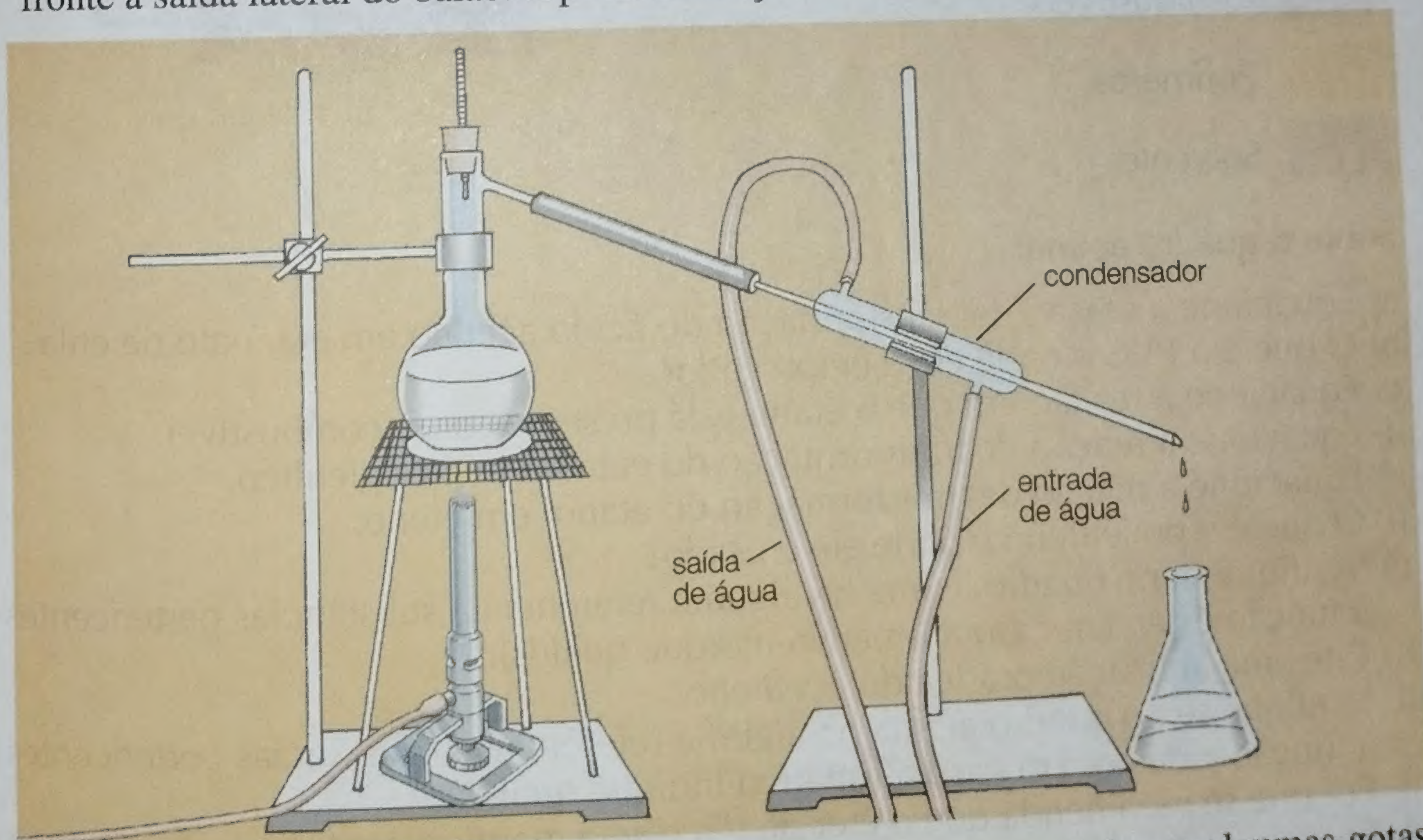
- Caldo de cana
- Lêvedo
- Água de cal ou barita

Procedimento

- Coloque no erlenmeyer cerca de 50 cm^3 de caldo de cana e adicione lêvedo numa quantidade equivalente à ponta de uma espátula. Tape o erlenmeyer com a rolha e monte o sistema de acordo com o esquema.



- Deixe fermentar de 3 a 7 dias em lugar quente.
- Após esse tempo, observe se, no tubo de ensaio que contém a água de cal, ocorreu a formação de CaCO_3 (precipitado). Se não se formou o CaCO_3 , pode ter-se formado bicarbonato solúvel em água. Nesse caso, aqueça o tubo de ensaio até a água da mistura entrar em ebulição para que se possa obter CaCO_3 decorrente da decomposição do bicarbonato.
- Obtido o precipitado, indicativo de que ocorreu a fermentação do melão, retire a rolha do erlenmeyer e filtre o material fermentado, passando-o posteriormente para o balão de destilação. Essa operação visa eliminar a formação muito intensa de espuma durante a destilação.
- Monte a aparelhagem de acordo com o esquema abaixo colocando o termômetro de frente à saída lateral do balão. A primeira fração a destilar contém etanol.

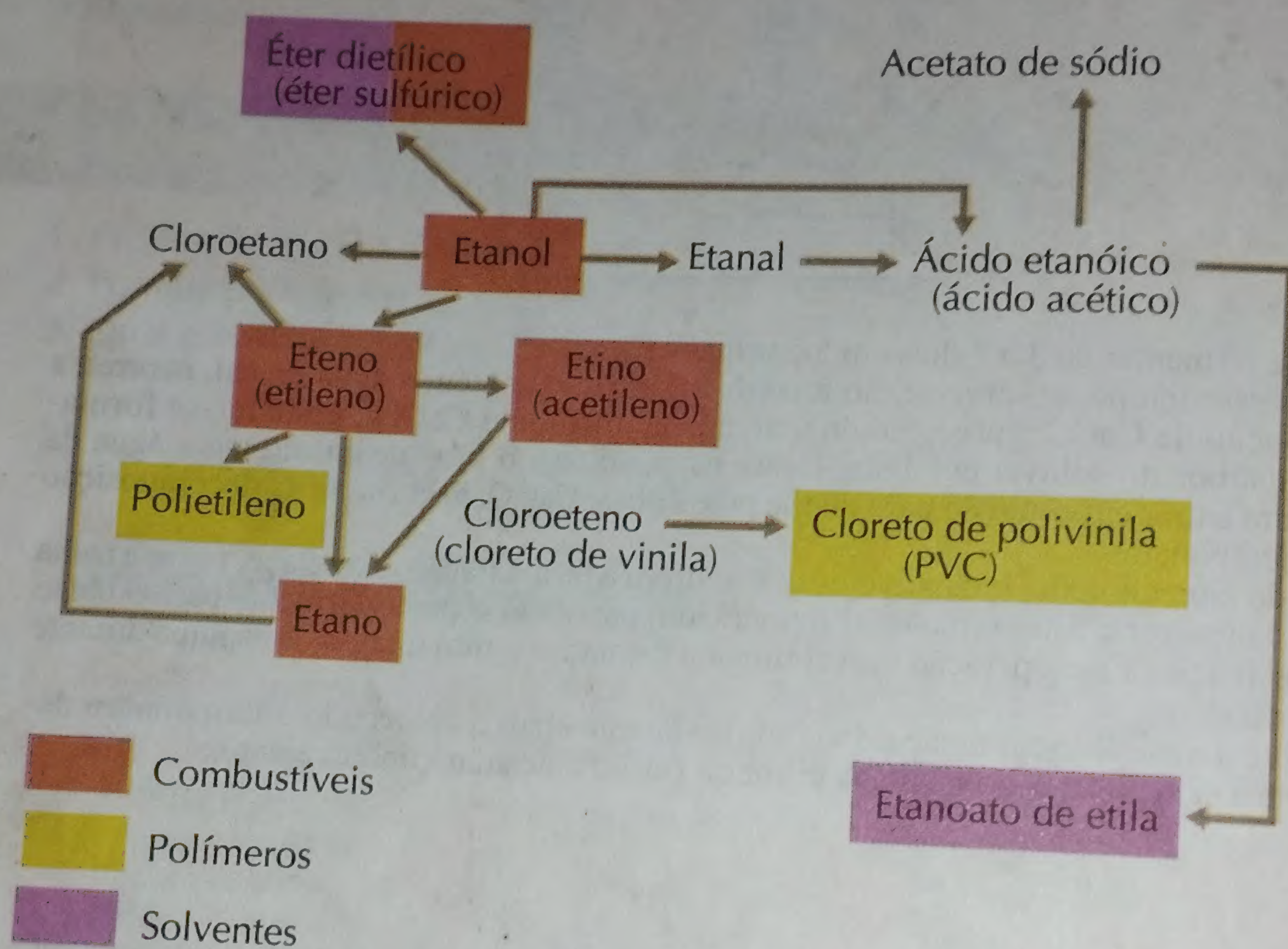


- Observe a temperatura do início e do decorrer da destilação. Coloque algumas gotas destiladas num vidro de relógio e aproxime um palito de fósforo aceso a fim de efetuar o teste de inflamabilidade do álcool.

Sugestão: Para obter uma quantidade considerável de álcool etílico, é interessante reunir o material fermentado obtido pelos diversos grupos de alunos e realizar uma única destilação.

Questões

1. Por que é necessário adicionar o levedo ao caldo de cana?
2. Qual foi a temperatura de início da destilação?
3. Como se comporta a temperatura durante a destilação?
4. Escreva a equação de combustão do álcool etílico.
- 5.



Sobre o quadro acima:

- a) Equacione a reação de transformação do ácido acético em etanoato de etila.
- b) O que é o PVC e onde ele é empregado?
- c) Equacione a reação em que o etano está presente como combustível.
- d) Equacione a reação de transformação do etanol em éter dietílico.
- e) Equacione a reação de transformação do etanol em eteno.
- f) O que é o polietileno e onde ele é usado?
- g) Verifique se no quadro acima há alguma referência a substâncias pertencentes à função éster. Em caso afirmativo indique qual(is).
- h) Cite uma aplicação prática do acetileno.
- i) Verifique se no quadro acima há alguma referência a substâncias pertencentes à função aldeído. Em caso afirmativo indique qual(is).
- j) Por que se recomenda que o éter dietílico seja mantido em temperatura baixa?
- l) Por que se recomenda que o éter dietílico seja mantido distante de chama?
- m) Escreva a fórmula estrutural de um éter isômero do etanol.
- n) Por que o vinho oxidado se transforma em vinagre?
- o) Em algumas bebidas alcoólicas envelhecidas encontram-se traços de acetato de etila. Dê uma explicação para a sua formação.

FILIAIS E DISTRIBUIDORES FTD

- **ACRE**
RIO BRANCO (Distrib.) Fones (068) 224-8363 e 224-4240 Fax (068) 223-1864
- **ALAGOAS**
MACEIÓ Tele-Fax (082) 221-9431
- **AMAPÁ**
MACAPÁ (Jesus de Nazaré) Fone (096) 222-2652
- **AMAZONAS**
MANAUS (Distrib.) Tele-Fax (092) 234-8839 Fax (092) 233-6837
- **BAHIA**
SALVADOR (Filial) Fone (071) 341-4558 Fax (071) 341-0975
ITABUNA Tele-Fax (073) 613-1049
- **CEARA**
FORTALEZA (Filial) Fone (085) 256-8585 Fax (085) 256-8331
- **DISTRITO FEDERAL**
BRASILIA (Distrib.) Fone (061) 343-2555 Fax (061) 343-2455
- **ESPIRITO SANTO**
VITÓRIA (Distrib.) Fone (027) 3227-6044 Fone/Fax (027) 3227-6857
- **GOIÁS**
GOIÂNIA (Distrib.) Fone (062) 213-7585 Fax (062) 213-3446
- **MARANHÃO**
SÃO LUÍS (Distrib.) Fones (098) 232-3020 232-6787 232-1331 Fax (098) 231-2886
BACABAL Fone (098) 621-1612
IMPERATRIZ Fone (098) 525-1085
SANTA INÊS Tele-Fax (098) 653-2347
- **MATO GROSSO**
CUIABÁ (Distrib.) Tele-Fax (065) 627-5366
- **MATO GROSSO DO SUL**
CAMPO GRANDE (Distrib.) Fone (067) 324-2561 Fax (067) 384-2424
- **MINAS GERAIS**
BELO HORIZONTE (Filial) Fone (031) 3423-4848 Fax (031) 3423-4842
UBERLÂNDIA Tele-Fax (034) 3236-2818/3238-2483
- **PARÁ**
BELÉM (Distrib.) Fone (091) 250-5300 Fax (091) 250-5331
MARABÁ Fone (091) 324-2564
SANTARÉM Fone (091) 9122-8845
- **PARAÍBA**
CAMPINA GRANDE Tele-Fax (083) 322-7260
JOÃO PESSOA Tele-Fax (083) 221-1635
- **PARANÁ**
CURITIBA (Filial) Fone (041) 332-8206 Fax (041) 332-1797
LONDRIJA (Filial) Fone (043) 327-3420 Fax (043) 328-3266
- **PERNAMBUCO**
RECIFE (Filial) Fone (081) 3341-5222 Fax (081) 3341-7575
- **PIAUI**
TERESINA Fone (086) 223-5278 Fax (086) 223-8039
- **RIO DE JANEIRO**
RIO DE JANEIRO (Filial) Fone (021) 2590-2607 2290-0446 2299-0562 Fax (021) 2599-2691
CAMPOS DOS GOITACAZES Tele-Fax (024) 2722-9093 2722-3799
- **RIO GRANDE DO NORTE**
NATAL Tele-Fax (084) 222-7279
- **RIO GRANDE DO SUL**
PORTO ALEGRE (Filial) Tele-Fax (051) 321-1111
- **RONDÔNIA**
JI-PARANÁ (Distrib.) Fone (069) 421-3246 Tele-Fax (069) 421-4109
PORTO VELHO Fone (069) 421-4990 Tele-Fax (069) 421-4108
- **RORAIMA**
BOA VISTA Tele-Fax (092) 234-8839 Fax (092) 233-8837
- **SANTA CATARINA**
FLORIANÓPOLIS (Distrib.) Fone (048) 248-4140 Tele-Fax (048) 244-9200
- **SÃO PAULO**
SÃO PAULO - Capital (Filial) Tele-Fax (011) 3611-3055 Fax (011) 3611-5909
BAURU Tele-Fax (014) 232-8540
CAMPINAS Tele-Fax (019) 3242-3822
RIBEIRÃO PRETO (Distrib.) Fone (016) 610-3464 Fax (016) 610-3880
SANTOS Tele-Fax (013) 3284-5320
SÃO JOSÉ DOS CAMPOS Tele-Fax (012) 3941-6584
- **SERGIPE**
ARACAJU (Distrib.) Fone (079) 211-9941 Fax (079) 211-8010
- **TOCANTINS**
PALMAS Fone (063) 225-1736
- **MATRIZ**
SÃO PAULO - Capital - R. Rui Barbosa, 156 - Bela Vista - CEP 01326-010
Caixa Postal 65149 - CEP 01390-970
Fone (011) 3253-5011 - Fax (011) 288-0132
Internet: <http://www.ftd.com.br>
CENTRAL DE VENDAS: Fone (011) 3611-3055 - Fax (011) 3611-5909

Ensino Médio - Ensino Médio - Ensino Médio

Química Fundamental

Esta obra procura despertar o lado crítico e científico do aluno, a partir da produção do raciocínio, numa seqüência sensata e equilibrada.

ISBN 85-322-3594-8



9 788532 235947

11659402